LEÇONS

DE CHIMIE

APPLIQUÉE

A LA MÉDECINE PRATIQUE, ET A LA MÉDECINE LÉGALE;

PAR M. ORFILA.

NOUVELLE ÉDITION,

PUBLIÉE PAR LES SOINS DU DOCTEUR C J. B. COMET, REVUE, CORRIGÉE ET AUGMENTÉE DES NOUVELLES DÉCOUVERTES.

BRUXELLES,

LIBRAIRIE MÉDICALE ET SCIENTIFIQUE,

RUE DE LOXUM, Nº 250.

1830.

AVIS DE L'ÉDITEUR.

Une première édition de cet ouvrage a été épuisée en quelques mois ; une traduction en a été faite en hollandais, et pourtant de nombreuses demandes nous ont convaincu qu'une nouvelle édition était nécessaire pour satisfaire aux besoins des personnes qui se livrent à l'étude des sciences chimiques et médicales.

Cependant des lacunes étaient restées dans la première édition et de nouvelles découvertes avaient encore enrichi la chimie et éclairé des points obscurs en médecine légale, de telle sorte, qu'une simple réimpression n'eut pas répondu à l'attente

du public. Mais un chimiste célèbre, toujours ardent pour être utile, a bien voulu, sans aucun motif d'intérêt personnel, revoir entièrement cet ouvrage, et par un travail long et fastidieux, le mettre au niveau des connaissances actuelles.

Le bienveillant professeur nous a interdit de le signaler à la reconnaissance des amis des sciences, mais il a empreint de son immense savoir les pages de ce petit livre; elles trahiront sa noble modestie, et l'on reconnaîtra bien vîte le cachet du maître habile auquel la jeunesse studieuse doit déjà tant de travaux qui ont applani la route difficile de la science, et que les savans de tous les pays ont comblé des témoignages d'une haute estime.

Le docteur C. J. B. Comet.

Bruxelles le 30 avril 1830.

PRÉFACE

DE LA PREMIÈRE ÉDITION.

L'OUVRAGE que je publie est loin de ressembler à tous ces manuels dont chaque jour on nous accable impitoyablement. Ces livres offrent un défaut qui leur est inhérent, c'est d'être ou trop longs, ou trop courts : ils sont trop longs, comme manuels, en ce qu'ils rendent les choses d'une manière trop diffuse, qui laisse encore désirer de plus longs développemmens ; trop courts, comme ouvrage complet, en ce qu'ils ne jettent qu'une fausse lueur, qu'un demi-jour sur le cadre raccourci où tant

d'objets se trouvent rassemblés. Trop souvent encore ils sont rédigés par des hommes tout-à-fait étrangers à la matière qu'ils entreprennent de traiter. Ces hommes ont la simplicité de se figurer que, pour faire un ouvrage de ce genre, il suffit de copier servilement ce que chaque auteur offre de bon sur ce qu'on veut décrire : qu'ils se détrompent, cela ne suffit pas; il faut encore posséder sa matière, savoir la présenter sous son véritable jour aux yeux et à l'esprit de ceux pour lesquels on travaille. Qu'on se garde, par ce que je viens de dire, de croire que je prétends avoir évité ce que je critique ici. Il ne m'appartient point de me juger, j'en laisse le soin à d'autres : j'ai seulement voulu énoncer une vérité.

En livrant au public l'analyse des le-

çons de M. Orfila, mon but n'est point d'éviter à ceux qui, comme moi, étudient la médecine et les sciences qui lui sont accessoires, la lecture d'ouvrages plus détaillés, où la Chimie s'offre approfondie et développée par des explications que ne comporte point un modeste résumé! non, telle n'est point mon intention. Mais si cet ouvrage ne dispense pas ceux qui ignorent les élémens de cette science, de consulter les auteurs qui s'en sont occupés plus longuement, j'ose assurer qu'il leur sera d'un grand secours, en leur servant de guide fidèle pour parcourir le dédale assez tortueux et trop souvent obscur qu'offre une telle étude. Ils auront, en outre, l'avantage d'avoir à la main, et sous un petit format, tout ce que dit M. Orfila de la chimie dans ses Leçons, et les ap-

plications qu'il en fait à la médecine pratique, ainsi qu'à la médecine légale.

Quant à ceux qui en connaissent assez pour se borner à des aperçus, ils y trouveront leur compte, en ce qu'il leur évitera une étude toujours longue et fastidieuse des ouvrages qu'il faut revoir quand les Examens viennent le commander. Ils pourront en peu de tems repasser, avec leurs caractères les plus distinctifs, les nombreux matériaux qui composent cette science immense. Quiconque saura cet ouvrage pourra subir sans crainte un examen sur la chimie et sur les empoisonnemens occasionés par les substances minérales.

Comme ce sont les Leçons du célèbre professeur de chimie de l'école de Paris que j'offre ici, on devine d'avance que j'ai suivi fidèlement l'esprit de sa mé-

thode dans la manière de les exposer. En m'en écartant, j'aurais craint de rendre obscur ce qui est et doit être clair, en faisant apparaître, pour l'intelligence de certains phénomènes, des substances ignorées, puisque leur apparition n'aurait pas été précédée de leur histoire. C'est le défaut qu'on reproche à la méthode de M. Thénard.

Lorsque je débutai dans l'étude de la chimie, j'assistai pendant quelque tems aux éloquentes Leçons de ce dernier. Je fus, je l'avoue, bientôt forcé de les abandonner, quand il cessa de frapper mes yeux par ces belles expériences qui se trouvent indiquées dans les premières pages de son ouvrage; expériences qui frappaient seulement ma vue, sans intéresser mon esprit, car je n'y comprenais rien. A cette époque, la cause d'une

telle chose m'était cachée, et ce ne fut qu'aux Leçons claires et précises de M. Orfila qu'il me fut donné de la découvrir; alors mes yeux ne furent plus éblouis (car les belles expériences sont assez rares à son Cours), mais, ce qui valait mieux, mon esprit fut seul captivé; je compris ce que j'entendais expliquer, et de jour en jour je me sentis faire des progrès dans l'étude de cette science, progrès qui ne me coûtèrent aucune peine; et la Chimie, avec laquelle j'avais fait scission, en désertant les bancs de la Sorbonne, me plut, m'attira à elle, se montra à moi sous des dehors rians et faciles, et me permit de l'entendre sans que j'aie eu besoin des secours de la manipulation.

On dit, je le sais, que la méthode de M. Thénard est plus philosophique;

qu'elle convient mieux au naturaliste, au savant qui des sciences ne fait qu'un tout lié et coordonné. Cette objection n'est que spécieuse, et pour la renverser, je répondrai que le savant voit la nature telle qu'elle se présente à nous; qu'il n'a pas besoin de méthode; que, pour lui, il n'y a ni bonnes ni mauvaises méthodes. En effet, elles ne peuvent être bien appréciées que par ceux qui sont forcés de s'en servir pour faire quelques pas dans le vaste domaine des sciences. C'est la lisière de l'enfance, qu'on jette au feu quand on est devenu grand.

Dans la rédaction de cet ouvrage, j'ai cherché à rapprocher deux choses qui vont rarement de compagnie : une extrême précision et une clarté suffisante pour l'intelligence des nombreux

objets que j'ai passés en revue. Il m'eût été plus facile de parler un langage périodique, fleuri même, quoique le sujet semble s'y refuser, que de *laconiser* tout ce dont j'avais à faire l'histoire. Offrir la Chimie en *miniature*, sans confondre ses traits distinctifs, n'était pas sans difficultés. Si je suis parvenu à les surmonter, ma tâche est remplie et mon but atteint.

LEÇONS

DE CHIMIE

APPLIQUÉE

A LA MÉDECINE PRATIQUE
ET A LA MÉDECINE LÉGALE.

DES CORPS.

On appelle corps tout ce qui est soumis aux lois de la pesanteur; les corps sont : 1° solides, 2° liquides, 3° gazeux. Ils sont 1° élémentaires (ne renfermant qu'une sorte de matière), 2° composés (renfermant au moins deux sortes de matières).

Les élémens, en s'unissant deux à deux, trois à trois, etc., forment tous les corps composés de la nature et de l'art.

Un élément ou corps élémentaire est homogène; ses molécules sont alors *intégrantes*. Les molécules *constituantes* sont la réunion de deux ou d'un plus grand nombre de corps différens.

L'attraction est une force qui unit les corps; cette force est appelée 1° *cohésion*, quand elle unit des molécules similaires; 2° *affinité*, quand elle associe des molécules dissimilaires. Les corps ont plus ou moins de cohésion entre leurs parties, et plus ou moins d'affinité les uns pour les autres. La chaleur, la lumière, les liquides, le fluide électrique, etc., diminuent, affaiblissent la force de cohésion et favorisent l'exercice de leur affinité.

Lois qui président à la composition des corps.

1° Si l'affinité entre certains corps n'est pas très-grande (comme entre le sucre et l'eau), on dit que leurs combi-

naisons sont *indéfinies*, parce que leurs combinaisons se font en des rapports très-nombreux.

2° Quand les corps ont beaucoup d'affinité les uns pour les autres, leurs combinaisons étant peu nombreuses, on dit qu'elles sont *définies*.

3° *Loi de M. Berzélius* : Quand deux corps peuvent s'unir en diverses proportions, ces proportions sont constamment le produit de la multiplication par 1, 1 $\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, etc., de la plus petite quantité d'un des corps, la quantité de l'autre restant toujours la même.

De la cristallisation.

Il y a cristallisation quand les molécules des corps liquides ou gazeux donnent, en se rapprochant, se condensant, un corps régulier appelé cristal. Les corps simples, comme ceux composés, cristallisent et l'on peut dire qu'une

forme quelconque, régulière et invariable, ou qui, pour l'espèce, se reproduit toujours la même, est un cristal. Le feu, l'eau, l'alcohol, rendent les corps qu'on veut faire cristalliser, liquides s'ils sont solides, et aériformes s'ils sont solides ou liquides.

La cristallisation par le feu a lieu 1° par sublimation; et 2° par liquéfaction.

La cristallisation par l'eau a lieu : 1° par refroidissement; et 2° par évaporation.

FLUIDES IMPONDÉRÉS.

Ces fluides sont 1° le calorique, 2° la lumière, 3° le fluide électrique, 4° et le fluide électro-magnétique.

Principaux caractères du calorique.

1° Libre en traversant un corps ou un milieu qui ne le conduit pas, il se meut

sous forme de rayons; 2° accumulé sur les corps et les pénétrant, il les dilate plus ou moins sensiblement; 3° il échauffe nos organes; 4° le calorique rayonnant, comme la lumière, est réfléchi par les corps polis et arrondis; comme l'électricité, il s'échappe et s'introduit par les tranchans et les pointes; 5° les corps le retiennent; 6° l'air n'a pas d'affinité pour lui, il parcourt l'air librement et sans qu'aucun courant le gêne.

Dilatation des corps par le calorique.

1° Celle des solides est peu appréciable et diffère dans chacun d'eux; 2° les liquides de différente nature, soumis à une même température, offrent une dilatation également variable. Comme les solides, ils ne se dilatent pas d'une manière uniforme, surtout lorsqu'ils s'approchent du point de l'ébullition et de la congélation. Le mercure se dilate uni-

formément, surtout entre la température de la glace fondante et celle de l'eau bouillante. Les gaz et les vapeurs se dilatent également; la dilatation de chacun d'eux est la même pour chaque degré de chaleur.

Fusion des corps par le calorique.

Un corps fusible s'échauffe de plus en plus jusqu'à l'époque de la fusion; dès cet instant, la température demeure la même, malgré tout le calorique qu'on ajoute et ce n'est que quand la masse commence à se fondre que la température monte, si le corps n'est pas volatil. Le calorique qui a fondu un corps sans être ultérieurement accusé par le thermomètre, est appelé *latent*.

Propriété des vapeurs.

1° Parfaitement formées, les vapeurs sont invisibles, celles de brôme, d'iode

d'acide et de gaz nitreux, de quelques trichlorures métalliques, etc., exceptées ; un mélange de sel commun et de neige démontre la présence de la vapeur d'eau dans l'air, où elle est nulle pour les yeux ; 2° la vapeur occupe un espace beaucoup plus grand que celui du liquide qui a servi à la former ; 3° sa température est la même que celle du liquide d'où elle émane ; elle contient beaucoup de calorique latent ; 4° sa tension est très-grande. 5° En la condensant par refoulement ou la dilatant par aspiration, on peut l'amener à l'état liquide. Dans le premier cas, le calorique est exprimé ; dans le second, il est plus intimement incorporé ; 6° le froid la condense également et la fait concreter en glace, ce que ne peut la compression ; 7° mêlée à l'air, en vain veut-on la condenser en entier.

Formation des vapeurs à l'air libre.

1° Plus la température est élevée et l'espace dans lequel elles se forment est grand, plus la quantité de vapeur est grande; 2° il se forme plus de vapeur de 10° à 20° que de 0° à 10°.

La formation plus ou moins abondante, plus ou moins prompte des vapeurs à l'air libre et à la même température, dépend aussi de la nature du liquide.

ÉBULLITION DES LIQUIDES.

1° Un liquide commence-t-il à bouillir, la température s'arrête dans son accroissement et demeure la même tant qu'il y a une goutte de liquide à vaporiser. Le calorique qu'on accumule ici sans qu'il se manifeste à nos moyens d'investigation, est, comme nous l'avons déjà dit, du calorique latent, qui rede-

vient sensible et marque constamment le même degré jusqu'à ce qu'il soit parvenu à l'état liquide. La vapeur d'eau qui ne marquait que 100° en se formant, dégage 500° en redevenant liquide, de gazeuse qu'elle était, non compris les 75° qui ont servi à rendre la glace liquide; 2° moins la pression est grande, plus facilement s'opère l'ébullition et *vice versâ*; 3° la nature des vases, comme leur forme ainsi que le poli ou le raboteux de leur surface externe et interne, est pour quelque chose dans l'ébullition des liquides; 4° les sels, surtout ceux déliquescens, le sucre, etc., retardent l'époque de l'ébullition.

Faculté conductrice des corps pour le calorique.

1° Les corps solides sont les seuls vrais conducteurs du calorique; les métaux le conduisent activement; 2° les liquides le conduisent à peine; ils le re-

çoivent au contact des corps solides et se le transmettent par le mélange des molécules différemment chaudes; 3° les gaz le conduisent encore moins bien que les liquides; plus un corps est bon conducteur du calorique, et moins il a de capacité pour cet agent, plus promptement il s'échauffe.

Capacité des corps pour le calorique.

1° Les corps n'ont pas la même capacité pour le calorique s'ils sont de nature différente; ainsi une livre de cuivre et une livre d'étain placées l'une et l'autre dans de l'eau à 100° prennent cette température; mais pour y parvenir, ils absorbent une quantité différente de calorique; car la quantité de glace qu'ensuite ils peuvent fondre n'est pas la même. Un poids donné de mercure à 100°, étant mêlé avec en égal poids d'eau à 0°, marque seulement 3°. Le

mercure perd, d'après cela, 97° pour échauffer l'eau de 3°, et un poids donné d'eau à 100° ne doit perdre que 3° pour échauffer un égal poids de mercure à 0° jusqu'à 97°, c'est aussi ce qui arrive. Le calorique spécifique est le calorique qu'absorbe un corps pour passer d'un degré de chaleur à un autre; la capacité pour le calorique est la faculté qu'ont les corps d'absorber du calorique pour s'élever à la même température. 2° La différence sous les mêmes volumes est beaucoup moindre que sous les mêmes poids. 3° Les corps, suivant qu'ils sont solides, liquides ou gazeux, offrent des capacités différentes. 4° Chaque gaz a une capacité particulière qui n'est point celle d'un autre gaz.

De la lumière.

1° Elle se manifeste directement à nous sous forme de rayons et de lu-

mière diffuse; elle parcourt plus de quatre millions de lieues par minute; son intensité décroît comme s'accroît le quarré de la distance du point d'ou elle émane. 2° Les rayons en tombant obliquement d'un milieu rare dans un milieu dense, se rapprochent de la perpendiculaire élevée au point d'immersion; et *vice versâ*, en tombant d'un milieu dense dans un milieu rare; cette déviation de la lumière s'appelle réfraction. Le rayon décomposé par un prisme triangulaire de verre et reçu sur un écran, offre le spectacle du spectre solaire composé de sept rayons primitifs : 1° le rouge, 2° l'orangé, 3° le jaune, 4° le vert, 5° le bleu, 6° l'indigo, 7° le violet. 3° Les corps polis réfléchissent les rayons lumineux d'après la loi que l'angle de réflexion est égal à l'angle d'incidence; 4° les corps blancs réfléchissent la lumière sans la décomposer,

ceux noirs ne la réfléchissent pas du tout, mais l'absorbent et s'échauffent. Ces effets n'ont jamais lieu d'une manière absolue. Les autres corps ne réfléchissent que le rayon de la même couleur que celle dont ils sont revêtus. 5° On regarde un rayon lumineux solaire comme formé 1° de rayons lumineux différemment colorés; 2° de rayons calorifiques cachés ou obscurs, susceptibles d'échauffer les corps; 3° de rayons appelés chimiques.

Fluide électrique.

On en admet deux espèces, les fluides 1° électrique vitré (ou positif); 2° électrique résineux (ou négatif). Tous les corps de la nature les contiennent à la fois; on détruit leur combinaison 1° par le frottement entre deux corps ayant une faculté conductrice différente pour l'électricité; 2° par la chaleur; 3° par le contact entre deux corps de nature dif-

férente; 4° par le changement de forme et de composition des corps.

Les corps électrisés attirent d'abord les corps légers pour les repousser ensuite; ils se repoussent quand ils sont de même nom et s'attirent quand ils sont de nom contraire.

L'affinité semble être produite par l'électricité. On peut cependant faire à cette théorie les objections suivantes : 1° Si la combinaison est le résultat de l'union des deux fluides vitré et résineux, ces deux fluides réunis sont neutralisés, et la combinaison devrait être détruite par des moyens mécaniques, ce qui n'arrive pas. 2° Si l'affinité dépendait exclusivement de l'état électrique, l'oxigène, qui est le plus électro-résineux, devrait avoir d'autant plus d'affinité pour les autres corps simples que ceux-ci seraient plus électro-vitrés; c'est ce qui n'a pas lieu : ainsi l'affinité de

l'oxigène pour le soufre est plus grande que celle qui existe entre lui et l'azote, quoique ce dernier soit plus électro-vitré que le soufre.

COMBUSTION.

La combustion n'est point, comme on l'a prétendu et comme on le prétend encore, un phénomène dépendant exclusivement de l'oxigène qui se combine avec un corps, puisqu'il y a combustion dans plus d'une circonstance où deux corps se combinent avec dégagement de chaleur et de flamme sans qu'il y ait présence d'oxigène; de plus, certains composés d'oxigène et d'un autre corps se résolvent spontanément en leurs principes sans dégagement de lumière et de chaleur, témoins les deux oxides de chlore, etc. Nous savons que les auteurs modernes, certains du moins, n'admettent pas qu'il y ait combustion dans

ces circonstances et soutiennent qu'il y a combustion toutes les fois que, par exemple, le fer se combine à froid avec l'oxigène de l'air, quoique ce phénomène ne soit accompagné d'aucune élévation de température, ni d'aucun dégagement de calorique, qui soient sensibles. Il n'y a ici rien moins qu'un renversement d'idées. Nous disons qu'il y a combustion toutes les fois qu'un ou deux corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière. Nous rejetons les soutiens de la combustion de Thomson, tels que l'oxigène, le chlore, le soufre, et nous disons qu'un corps qui semble soutien de la combustion dans une circonstance, semble dans une autre n'offrir nullement cette qualité; exemple le soufre qui joue le rôle de combustible quand on le brûle avec l'oxigène, et celui de soutien de la combustion, quand on le combine avec du cuivre divisé.

Cette théorie, en reconnaissant des corps combustibles et des soutiens de la combustion, est forcée d'admettre des corps qui jouent alternativement l'un de ces rôles, et d'autres qui sont des combustibles ou des soutiens de la combustion absolus : c'est donc pour éviter une telle confusion dans les idées, que nous nous efforçons de la combattre et de la rejeter.

Jusqu'aux travaux de MM. Roche et Bérard relatifs au calorique spécifique des gaz, on admettait que le calorique qui se dégageait dans la combustion de deux corps, soit solides, liquides ou gazeux, était dû au rapprochement des molécules des corps.

Combinait-on de l'arsenic avec du chlore gazeux, on voyait dégager du calorique et de la lumière : on se rendait compte du phénomène en disant que le chlore qui était à l'état de gaz, perdait

tout le calorique qui écartait ses molécules au point de lui donner l'aspect aériforme, pour se combiner avec l'arsenic et devenir solide. Ce calorique, qui était insensible à nos moyens d'investigation, parce qu'il était *latent*, combiné avec les molécules du chlore, devenu libre, agissait sur nos sens par sa grande quantité, qui allait même jusqu'à enflammer le mélange.

Cette manière de voir, dans beaucoup de circonstances, n'est plus admissible; il résulte de leurs expériences que *la chaleur spécifique du corps brûlé est souvent aussi grande ou même plus grande que la somme de celles des élémens qui se combinent pendant la combustion*. Citons pour exemple la chaleur spécifique de l'oxigène et de l'hydrogène dans des proportions convenables pour former de l'eau : l'hydrogène qui se trouve dans 100 parties d'eau (en poids) a une cha-

leur spécifique égale à 38,69; l'oxigène qui se trouve dans cette même quantité d'eau, a une chaleur spécifique égale à 20,83. Ainsi la chaleur spécifique du mélange est de 59,52. Or, la chaleur spécifique de 100 parties d'eau que donne cette combustion est de 100, nombre qui est 40,48 de plus que celle de ses élémens à l'état gazeux. Admettrons-nous que cette quantité énorme de calorique qui se dégage pendant la combustion de ces deux gaz, soit due à l'un ou l'autre des gaz? non, cela est impossible; car l'eau qui en renferme davantage devrait en contenir moins; M. Berzélius croit que dans cette combinaison chimique il y a neutralisation des électricités opposées, et *que cette neutralisation produit le feu, de la même manière qu'elle le produit dans les décharges de la bouteille de Leyde.*

L'oxigène, en se combinant avec les corps simples métalliques et non métalliques (ce qu'on va dire ici ne doit s'entendre que de la chimie minérale, et non de la chimie végétale et animale, qui en diffèrent essentiellement), forme des *oxides*, qui ne rougissent point le tournesol, et des *acides* qui le rougissent.

Oxides. — Ils sont *métalliques* et *non métalliques*. Les premiers peuvent seuls se combiner avec les acides pour former de vrais *sels;* ils prennent alors le nom de *base*. Il ne faut cependant pas en conclure qu'un sel minéral est toujours composé d'un acide et d'un oxide métallique, parce que le gaz ammoniac, qui ne contient point d'oxigène, joue le rôle d'une base dans sa combinaison avec les acides; on lui a donné en con-

séquence le nom de base, comme aux oxides métalliques. Si l'oxigène se combine en une seule proportion avec un corps, ce composé s'appelle *oxide;* s'il se combine en plus d'une proportion, la première se nomme *protoxide*, la deuxième, *deutoxide;* en trois proportions le composé prend le nom de *tritoxide;* et en plus de trois proportions celui de *peroxide*. Si c'est avec le plomb, on a un *protoxide*, un *deutoxide*, un *tritoxide* de plomb. Bien souvent ce peroxide se forme au second degré de proportionnement; et au troisième degré, l'*oxide* devient *acide*. On appelle *hydrate* d'*oxide* un oxide combiné avec de l'eau.

Acides. — On les distingue en *oxacides* ou simplement *acides* et en *hydracides*.

Oxacides. — Ces acides sont le résultat de la combinaison de l'oxigène avec

un corps simple métallique ou non métallique. Les acides les plus oxigénés du même radical, se terminent en *ique*, et les moins oxigénés, en *eux*. On donne à l'acide le nom du corps simple qui s'est combiné avec l'oxigène, ayant soin d'ajouter les terminaisons *ique* et *eux* : ainsi, est-ce le carbone, le soufre, le phosphore, qui se combinent séparément avec l'oxigène, de manière à former des acides, on dit alors *acides carbonique*, *sulfurique* et *phosphorique*. Mais comme l'oxigène, en se combinant avec les corps simples, donne naissance à des acides qui contiennent plus d'oxigène les uns que les autres, on a été forcé de leur donner des noms particuliers; exemple, le soufre qui forme quatre acides plus oxigénés les uns que les autres. Le plus oxigéné des quatre se termine en *ique;* celui qui l'est un peu moins se termine également en *ique*,

mais on le fait précéder du mot *hypo*, (qui signifie au-dessous); celui qui contient moins d'oxigène que ce dernier acide, se termine en *eux;* et enfin, celui qui est moins oxigéné que celui-ci se termine aussi en *eux;* mais on le fait précéder du mot *hypo*. On énonce donc ainsi les quatre acides du soufre : *acide sulfurique*, *acide hypo-sulfurique*, *acide sulfureux* et *acide hypo-sulfureux*. Ce que je viens de dire du soufre doit s'appliquer à toutes les substances simples qui, en s'oxigénant, donnent naissance à trois ou quatre acides.

Hydracides.—Ce sont des acides composés d'hydrogène et d'un corps simple : on les désigne par le mot d'*hydro* et le nom du corps simple qu'également on termine en *ique* ou en *eux*. Ainsi, le chlore ou le soufre se combinent-ils avec l'hydrogène, il en résulte des acides

qu'on désigne par les noms d'acides *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique; hydro-chloreux* et *hydro-sulfureux.*

Hydrures. — Ce sont des produits non acides, incapables de se combiner avec les oxides, et solides ou liquides, formés d'hydrogène et d'une substance simple ou composée. Si l'hydrogène en se combinant avec un tel corps simple, donne un produit gazeux non acide, tel que le carbone, ou le phosphore, ou l'arsenic, etc., on énonce d'abord le nom du gaz hydrogène, puis celui du corps simple, qu'on termine en *é;* on dit alors *gaz hydrogène carboné, phosphoré, arsénié.*

On termine en *ure* le produit résultant de la combinaison de deux corps simples. Le chlore ou le soufre se combine-t-il avec l'argent, le fer, l'iode, on a des *chlorures* ou des *sulfures d'argent,*

de fer, *d'iode*, etc. Si ces mêmes corps se combinent entre eux en diverses proportions, on indique ces proportions par les noms de *proto* et de *deuto*; ainsi on dira *proto-chlorure* ou *proto-sulfure de mercure*; *deuto-chlorure* ou *deuto-sulfure de mercure*; *proto-iodure* et *deuto-iodure de mercure*.

Sels. — Un sel minéral est le produit de la combinaison d'un acide ou de deux acides avec un ou deux oxides métalliques appelés bases. Sitôt qu'un oxide peut former, en se combinant avec un acide, un sel, il prend le nom de base. Si l'acide qui se combine avec la base est terminé en *ique*, on lui donne la terminaison en *ate*; s'il est terminé en *eux*, on le termine en *ite*. Si l'acide sulfurique, par exemple, se combinait avec les trois oxides de fer, qui sont le protoxide, le deutoxide et le tritoxide de fer, on

énoncerait le sel par les mots de *sulfate de protoxide de fer, de deutoxide* et *de tritoxide de fer*; ou, pour abréger, par ceux de *proto-sulfate*, *deuto-sulfate* et *trito-sulfate de fer*. Les mots proto, deuto et trito-oxides indiquent que l'acide s'est combiné avec le protoxide de fer. Si c'était l'acide hypo-sulfurique qui fût combiné avec ces trois oxides, on dirait *proto-hypo-sulfate*, *deuto-hypo-sulfate*, *trito-hypo-sulfate de fer*; si c'était l'acide sulfureux, on dirait *proto-sulfite*, *deuto-sulfite* et *trito-sulfite de fer*; si c'était enfin l'acide sulfureux, on dirait *proto-hypo-sulfite*, *deuto-hypo-sulfite*, *trito-hypo-sulfite de fer*. Ces exemples s'appliquent à tous les sels en général.

CORPS SIMPLES PONDÉRÉS DE LA NATURE.

Ils se divisent 1° en corps simples pondérés non métalliques, 2° en corps simples pondérés métalliques.

1° CORPS SIMPLES PONDÉRÉS NON MÉTALLIQUES.

On en compte douze, qui sont l'oxigène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélène, le brôme, l'iode, le chlore, le phtore ou fluor (ce dernier n'a encore pu être obtenu en état d'isolement); enfin l'azote.

Gaz oxigène (air déphlogistiqué, air de feu, air pur, air vital).

Il est un peu plus pesant que l'air atmosphérique; fortement comprimé, il s'échauffe et émet de la lumière; c'est le corps le plus électro-résineux connu.

Caractères essentiels. — 1° Tous les corps qui offrent un point en ignition, plongés dans ce gaz, sont enflammés spontanément et vivement; 2° il est nécessaire pour la combustion et il l'est également pour la respiration; 3° il se

combine avec tous les corps simples non métalliques et métalliques, et avec la plupart des corps, le fluor excepté, composés par lui.

Priestley le découvrit en 1774.

Usages. — Ils sont peu nombreux; c'est un excitant très-actif. Il sert à peroxider les oxides alcalins et à sous-acidifier le sélène. On l'administre dans les asphyxies.

Préparation. — On prend 1° du peroxide de manganèse, 2° de l'acide sulfurique et de l'eau. Il se forme un protosulfate de manganèse soluble, et il se dégage de l'oxigène, que l'on reçoit sous des cloches pleines d'eau. Les plantes le fournissent étant exposées au soleil.

Gaz hydrogène (air inflammable).

Il fut découvert par Lavoisier et pres-

qu'en même temps par Cavendish. Le mot hydrogène signifie *générateur de l'eau.*

Propriétés. — Il est inodore; c'est le plus léger des gaz; cent pouces cubes de ce gaz ne pèsent que $2\frac{1}{2}$ grains.

L'oxigène exerce une action remarquable sur ce gaz : 1° si on remplit une vessie de ce gaz, si on presse celle-ci pour l'en faire sortir afin de l'enflammer, la combustion se soutiendra tant que l'oxigène ne manquera pas; on tient une éprouvette au-dessus du gaz enflammé; les parois de l'éprouvette se couvriront de gouttelettes aqueuses. 2° Si on fait entrer dans un flacon une partie d'oxigène contre deux d'hydrogène, et qu'on vienne à enflammer le mélange, il s'opère une vive détonation et il y a encore formation d'eau. 3° Si on met dans l'eudiomètre de Volta ce même mélange

avec le soin de laisser le robinet inférieur ouvert de manière à ce que le tube puisse se remplir d'eau, et qu'on vienne à faire passer l'étincelle électrique à travers le gaz, une lumière accompagnée d'une détonation plus ou moins vive se laisse apercevoir; la colonne d'eau contenue dans le tube est refoulée et remonte subitement, de sorte que les deux gaz disparaissent, et le tube est rempli d'eau. 4° Si, au lieu de laisser le robinet inférieur ouvert, on le ferme avant de faire passer l'étincelle électrique, il se forme un vide que remplit immédiatement l'eau dès que le robinet est ouvert. Il suffit de comprimer vivement le mélange pour l'enflammer. On peut le faire brûler sous l'eau. Dans la flamme de ce mélange on peut fondre les corps les plus apyres et réduire les oxides les moins susceptibles de réduction par d'autres moyens.

Théorie. — Il se forme de l'eau par la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène; cette eau est transformée en vapeur par la chaleur dégagée dans l'expérience. Or, la vapeur chaude occupe un espace plus grand que celui qu'occupaient les deux gaz à froid; elle doit refouler en bas le liquide contenu dans le tube; mais, comme cette vapeur se trouve alors en contact avec un corps froid, elle passe à l'état liquide; presque tout l'espace qu'elle occupait se trouve libre et l'eau remonte pour remplir le vide.

Caractères essentiels. — 1° Lorsqu'on approche une bougie allumée de ce gaz en contact avec l'air, celui-ci se combine avec l'oxigène de l'air; il y a alors production d'une flammc bleuâtre et formation d'cau avec détonation. 2° Si, au licu de tcnir la bougie à l'extrémité su-

perieure de la cloche, on la plonge vers son extrémité inférieure, elle s'éteint après avoir mis le feu aux couches de ce gaz : ce gaz éteint donc les corps en ignition. Si, sur de l'éponge de platine, on dirige un courant d'hydrogène exprimé d'une vessie, l'expérience se faisant au contact de l'air, presqu'aussitôt le platine rougit et, par son incandescence, il met le feu à l'hydrogène. L'hydrogène se combine avec tous les corps simples non métalliques et avec quelques-uns de ceux encore réputés métalliques, *ammoniaque*, *acide hydro-chlorique*, *acide hydro-sulfurique*, *hydrogène carboné*, *hydrogène arsénié*, etc. Il est fortement électro-vitré.

Usages : — Inusité en médecine; il peut asphyxier.

Extraction. — On prend 1° du zinc, 2° et de l'acide sulfurique dilué d'eau :

le gaz hydrogène dégagé est recueilli dans des éprouvettes pleines d'eau.

Théorie. — L'eau par l'intermède de l'acide sulfurique se décompose; son oxigène se porte sur le zinc pour former de l'oxide de zinc qui s'unit à l'acide sulfurique et forme un proto-sulfate de zinc. On l'obtient très-pur, par un élément de pile, consistant en une rondelle de zinc accouplée à une de fer, que l'on plonge dans de l'eau contenant de la potasse caustique. Le gaz se dégage au pole fer. On l'obtient surtout pur en décomposant l'eau au moyen de la pile galvanique.

GAZ INFLAMMABLES.

Caractères qui les distinguent de l'hydrogène, inflammable comme eux.

1° *Gaz acide hydro-sulfurique.* — Il a l'odeur d'œufs pourris, noircit les dis-

solutions de plomb, de cuivre, etc.; il forme des sels cristallisables avec les alcalis.

2° *Gaz acide hydro-sélénique.* — Il manifeste les mêmes caractères et possède les mêmes propriétés que le précédent.

2° *Gaz acide hydro-tellurique.* — Il a encore la même constitution et jouit des mêmes propriétés que les deux précédens.

4° *Gaz hydrogène boré.* — Il consiste en bore et en hydrogène; il est fétide et brûle à l'approche d'un corps enflammé; il se forme 1° de l'eau 2° et de l'acide borique.

5° *Gaz hydrogène proto* et *deuto-carboné.* — (Ce dernier est le gaz d'éclairage.) En contact avec l'air, le premier brûle avec une flamme bleuâtre, le dernier, avec une flamme blanche. Après qu'on a enflammé ces gaz ils se trans-

forment tous deux 1° en eau, 2° en acide carbonique.

6° *Gaz hydrogène proto* et *deuto-arsénié.* — Le premier est inodore et extrêmement dangereux à respirer; le second a une odeur fétide. Il résulte de leur inflammation avec l'air 1° de l'eau, 2° de l'oxide d'arsenic.

7° *Gaz hydrogène proto* et *deuto-phosphoré.* — Ils répandent une odeur d'ail; enflammés ils donnent 1° de l'eau, 2° de l'acide phosphoreux. Le second s'enflamme au contact de l'air, avec légère détonation et en répandant une flamme très-vive.

8° *Gaz hydrogène azoté (ammoniaque).* — Il brûle, étant enflammé à l'orifice d'un bocal d'où il s'échappe lentement. Sa flamme est jaune. Il se forme de l'eau et de l'azote est rendu libre.

Bore.

Historique. — Gay-Lussac et Thénard l'ont découvert en 1809 ; il fut particulièrement étudié par Berzélius.

Propriétés. — Il est pulvérulent, friable, inodore, d'un brun grisâtre, plus pesant que l'eau, infusible et fixe au feu. Il a beaucoup de rapport avec le carbone.

Propriété essentielle. — Chauffé dans l'oxigène ou l'air atmosphérique, jusqu'à 313°, il brûle avec élancement d'étincelles et formation d'acide borique qui fond.

Extraction. — On dispose par couche : 1° du potassium, 2° et de l'acide borique anhydre pulvérisé. On fait alterner les couches de potassium avec celles de

l'acide borique; on chauffe le tout jusqu'au rouge dans un creuset de cuivre. Le potassium s'empare de l'oxigène de l'acide borique pour former de l'oxide de potassium ou de la potasse, et met à nu le bore : 68 parties d'acide fournissent 20 parties de bore.

Du carbone, ou charbon pur.

Historique. — Lavoisier s'en est le plus occupé; il ne diffère du charbon proprement dit, que par l'arrangement de ses molécules; on le trouve tantôt pur, comme le diamant, tantôt existant dans les matières végétales et animales, ou formant, uni au fer comme dans la plombagine, l'anthracite ou le charbon de terre, etc.

Propriétés. — Il est sans odeur, sans saveur, le plus souvent noir; il se laisse réduire en poudre; transparent et cris-

tallisé il constitue le diamant; dans cet état il est très-dur.

Propriétés essentielles. — A froid l'oxigène est sans action sur lui; à une haute température, il se forme de l'acide carbonique et le carbone disparaît; au feu, il enlève l'oxigène à presque tous les autres corps. Seul il ne se combine pas directement avec le chlore.

Du carbone impur, ou charbon ordinaire.

Il est fixe au feu, infusible, plus pesant que l'eau, très-mauvais conducteur du calorique, bon conducteur du fluide électrique; il absorbe la lumière et la transforme en chaleur; il absorbe aussi les différens gaz et vapeurs; échauffé au rouge, en contact avec l'air ou avec le gaz oxigène, il se transforme en gaz acide carbonique. Le charbon fossile constitue le diamant et la houille, ou

charbon de terre. Si on fait bouillir de la viande trop avancée avec du charbon, elle perdra sa mauvaise odeur.

Usages. — Il est employé comme absorbant, anti-septique, désinfectant, décolorant, etc.

Du phosphore (porte-lumière).

Historique. — Il se trouve dans la nature sous forme d'acide uni à des oxides tels que de fer et de plomb, mais principalement à la chaux. Dans cette dernière union l'acide phosphorique forme la matière solide des os. Il fut découvert en 1669 par Brandt, chimiste de Hambourg, qui l'obtint de l'urine putréfiée.

Propriétés. — Il est solide, flexible, ayant une odeur d'ail; il est mi-transparent et jaunâtre; brusquement refroidi il devient opaque et noir; dans l'obscu-

rité et avec le contact de l'air il est lumineux; il est fusible à 40° et volatil à 290°.

Pour le réduire en poudre, il suffit de l'agiter dans l'eau où on l'a fondu.

Propriétés essentielles. — 1° Si on introduit du phosphore dans une éprouvette remplie d'oxigène à la température de 27° et sous la pression 0^m 76, il ne se passera rien; mais si la pression diminue par l'échauffement ou la dilatation mécanique de l'oxigène, il se fait une inflammation éblouissante et il se forme de l'acide phosphorique ou hypophosphorique. Plus on augmentera la pression, plus il faudra de chaleur pour produire la combustion, et réciproquement. 2° Si on ajoute ou de l'azote ou de l'acide carbonique, qui écartent les molécules de l'oxigène en s'y interposant, le phosphore brûle; c'est comme si on

avait diminué la pression ; c'est ce qui fait que le phosphore est lumineux dans l'air, qu'il en absorbe l'oxigène et en isole l'azote à la température ordinaire et à 0^{m} 76 de pression. 3° Si on brûle le phosphore dans une petite coupelle, avec le contact de l'air, il se dégage du calorique et de la lumière, et il se forme un nuage blanc, qui est de l'acide phosphorique qui se volatilise ; un produit rouge tapisse l'intérieur de la coupelle ; il est pris pour de l'oxide rouge de phosphore.

Empoisonnement. — Il peut être administré : 1° dans l'éther sulfurique, 2° dans l'alcohol, 3° ou dans l'huile.

1° S'il a été administré dans l'alcohol ou l'éther, il y a trois procédés pour reconnaître sa présence :

1er *procédé.* — Enflammer le mélange, qui donne alors de l'acide phosphori-

que, dont une partie se vaporise sous la forme de vapeurs assez denses, et l'autre reste dans le liquide de la coupelle qui a servi à l'expérience. L'acide phosphorique en se formant a donné une odeur d'ail sensible, et le reste de la coupelle rougit le tournesol.

2e *procédé.* — On verse dans le mélange une dissolution de nitrate d'argent; il se forme un phosphure d'argent noir.

3e *procédé.* — On verse de l'eau dans le mélange; l'eau, en vertu de sa grande affinité pour l'éther ou l'alcohol, s'en empare et le phosphore se précipite.

2° Si le phosphore existe dans l'huile, on obtiendra un précipité noir de phosphure d'argent, en y versant du nitrate d'argent; l'huile conservera toujours sa consistance oléagineuse.

3° Si le phosphore se trouve mêlé avec des alimens ou d'autres matières

solides, on le mettra dans une peau de chamois, que l'on serrera dans de l'eau assez chaude pour le fondre et pour lui permettre de s'échapper à travers les pores de cette même peau.

Usages. — Il est employé en médecine; c'est un excitant volatil puissant; il porte son action particulièrement sur les organes de la génération. On l'administre dissous dans l'éther ou dans une huile essentielle. Sa dissolution dans l'huile d'olive dépose des cristaux cubiques, transparens, blancs, de phosphore.

Préparation. — On prend 1° du phosphate acide de chaux en consistance sirupeuse, 2° du charbon. On mêle, on dessèche et on met dans une cornue communiquant, au moyen d'un large tube en cuivre, avec un récipient contenant de l'eau; on chauffe; le phosphore,

qui se vaporise, se condense dans l'eau; il se dégage de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carbono-phosphoré qui à chaud s'enflamme par l'air. Il est urgent que le tube soit plongé dans l'eau par la moitié de son ouverture, parce que, sans cette précaution, le phosphore chaud et liquide, qui se trouverait en contact avec l'air, s'enflammerait et serait perdu pour l'opération. On doit le conserver sous l'eau et dans une place où en hiver l'eau est à l'abri de la gelée.

Du soufre.

Historique. — On le trouve à l'état natif aux environs des volcans et ailleurs; il est tantôt cristallisé, tantôt en masse et quelquefois en poudre fine; l'Amérique l'offre en quantité considérable.

Propriétés. — Il est solide, d'une couleur jaune-citron, plus pesant que l'eau dans le rapport de 2,35 à 100. En fonte liquide et tel qu'on l'obtient en l'échauffant très-lentement, il est transparent et bleu; à 145° il est volatil. Sa vapeur est jaune-orangé; sa vapeur formée dans un vase profond et ouvert à l'air, est également bleue. En refroidissant après la fusion ou la volatilisation, il cristallise. Ses cristaux sont aiguillés, soyeux, surtout ceux obtenus par la sublimation; ceux-ci portent le nom de *fleurs de soufre*. En bâton et frotté, il répand une odeur particulière et s'électrise résineusement; pressé dans la main il craque.

Propriétés essentielles. — 1° Le soufre échauffé jusqu'à la volatilisation, étant mis en contact avec l'oxigène ou l'air atmosphérique, il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation

d'acide sulfureux, reconnaissable à son odeur suffocante; 2° l'hydrogène dissout le soufre à l'aide de la chaleur et forme le gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

Usages. — Il est employé en médecine; c'est un excitant des fonctions du système exhalant. On l'emploie à la fabrication de l'acide sulfurique; il fait partie constituante de la poudre à canon.

Le soufre, uni au carbone, forme un liquide inflammable très-volatil, qui porte le nom d'*alcohol de soufre*. Avec le phosphore il forme également un fluide, lequel s'enflamme encore plus aisément que le phosphore seul.

Du sélène.

Historique. — Il a été découvert par Berzélius, dans la boue des chambres de plomb où l'on fabrique de l'acide

sulfurique ; il se trouve dans le sélénure de plomb de Clausthal, lequel est composé de $3\frac{5}{4}$ parties de sélène et de 10 parties de plomb, et dans d'autres substances naturelles.

Propriétés. — Fondu, il est gris et resplendissant ; en poudre, il est d'un rouge foncé ; ses couches minces sont transparentes et rouges ; il se ramollit par la chaleur et, à quelques degrés au-dessus de 100°, il est liquide ; sublimé, il cristallise. Il brûle au contact de l'air sans flamme et en répandant une forte odeur de raifort ; le produit de cette combustion est un oxide gazeux, composé de quarante parties de sélène et huit parties d'oxigène. L'hydrogène dissout le sélène et forme avec lui un acide ; c'est le gaz acide hydro-sélénique.

Le sélène a un hydrure solide, rouge-brunâtre, qui se forme de l'acide hy-

dro-sélénique dissous dans l'eau qu'on laisse en contact avec l'air.

Du brôme.

Historique. — Il a été découvert en 1826 par M. Balard; il existe dans l'eau de la mer à l'état d'hydro-bromate de soude.

Propriétés. — C'est un liquide d'une odeur fétide et tenant le milieu entre l'odeur du chlore et celle du gaz acide nitreux. Il est d'un rouge brun, détruisant la couleur du tournesol et de l'indigo, répandant des vapeurs jaunes-orangées à la température ordinaire, lesquelles vapeurs ressemblent à celles de l'acide nitreux gazeux; à une haute température sa vapeur est incolore. Comme l'iode il colore transitoirement en jaune les substances organiques, la peau, le papier; il tient le milieu pour

la force d'affinité entre l'iode et le chlore. On peut le conserver liquide en le couvrant d'acide sulfurique concentré. Congélable et cristallisable à 22° — 0°; il bout à 47° + 0°, il est soluble dans l'alcohol et dans l'éther; en contact avec l'air, il répand une odeur qui rappelle l'oxide de chlore.

Propriété essentielle. — Il est le seul de tous les corps simples, excepté le mercure, qui soit liquide à la température ordinaire.

Extraction. — On dégage du chlore dans de la vieille saumure tiède des salines où l'on raffine du sel marin gris, laquelle se colore faiblement en rouge-brun. On agite avec de l'éther pour dissoudre le brôme qui s'est développé. On isole l'éther en soutirant la saumure, on sature le brôme avec de la

potasse caustique liquide, on évapore l'hydro-bromate jusqu'à siccité et on le traite à la distillation avec du peroxide de manganèse et de l'acide sulfurique; il se forme de l'eau, du brôme et un proto-sulfate de potasse et de manganèse.

Théorie. — Le chlore se substitue au brôme près du sodium; l'éther dissout le brôme et lui cède de l'hydrogène pendant qu'il est saturé par la potasse; en traitant ensuite l'hydro-bromate de potasse par l'acide sulfurique et par le peroxide de manganèse, l'hydrogène de l'acide hydro-bromique de l'hydro-bromate de potasse se combine avec une partie de l'oxigène du peroxide de manganèse pour former de l'eau; l'acide sulfurique et le peroxide de manganèse ramené à l'état de deutoxide, se combinent avec la potasse de l'hydro-bro-

mate de potasse pour former un sel double de potasse et de manganèse.

Usages. — Le brôme et l'hydro-bromate de potasse commencent à être employés en médecine ; à forte dose, le premier est un poison violent.

De l'iode.

Historique. — M. Courtois l'a découvert en 1812 ; il fait partie des lessives de la soude brute de Varech. Il a été examiné en même temps par M. Gay-Lussac et par Davy.

Propriétés. — Il est sous la forme de petites lames noir-grisâtres ; son odeur est semblable à celle du chlore ; il colore en jaune la peau et autres corps ; cette couleur se dissipe promptement.

Propriétés essentielles. — 1° En con-

tact avec l'air il se volatilise à la température ordinaire : sa vapeur est alors incolore; échauffé à l'air ou en vase clos il paraît sous forme de belles vapeurs violettes. Il est fusible à 105°. 2° Une dissolution d'iode bleuit une dissolution d'amidon, qui est le réactif par excellence de ce corps. 3° Comme le brôme il est largement soluble dans l'alcohol et l'éther.

Empoisonnement. — 1° Si l'iode est liquide, on a recours à l'amidon; 2° s'il est mêlé aux matières solides, on chauffera ces matières.

Usages. — Il est employé contre le goître.

Préparation. — On prend les lessives dela soude de Varech, qui contiennent de l'hydriodate de potasse et de l'hydro-

chlorate de soude. On extrait le premier sel par des ablutions répétées du sel marin qui a été séparé par la cristallisation. On mêle les eaux d'ablution avec l'eau-mère et on évapore jusqu'à siccité; on traite le résidu par un rapport double d'acide sulfurique : on chauffe doucement ; l'acide s'empare de la potasse pour former du sulfate de potasse, le tiers de l'oxigène d'une partie de l'acide sulfurique s'unit avec l'hydrogène de l'acide hydriodique de l'hydriodate de potasse, pour former de l'eau; l'iode, mis à nu, se volatilise et cristallise dans le chapiteau, (car on se sert ordinairement d'une cucurbite surmontée d'un chapiteau et pourvue d'un récipient). L'acide sulfureux produit se combine avec une portion d'iode, passe à la distillation et se dissout dans l'eau, qui est en même temps volatilisée.

Du chlore (acide marin déphlogistiqué, acide muriatique oxigéné, gaz oxi-muriatique).

Historique. — Schéele le découvrit en 1774 et le nomma acide marin déphlogistiqué (déshydrogéné).

Propriétés. — C'est un gaz d'une saveur désagréable, d'une odeur piquante et suffocante; ce gaz, qui n'est point permanent, se condense en liquide par la compression, éteint une bougie allumée après avoir un instant animé la flamme; il excite à la combustion la plupart des autres combustibles; il est avide d'hydrogène, s'en empare et forme de l'acide hydro-chlorique; il détruit les miasmes et les odeurs infectes ainsi que les couleurs des substances organiques en s'emparant de leur hydrogène, ou en s'emparant de celui de l'eau et en transmettant l'oxigène au principe à détruire.

Il est deux fois aussi pesant que l'air atmosphérique. Du chlore et de l'hydrogène, exposés au soleil, s'enflamment et détonent vivement. Uni à l'eau, il cristallise à une température voisine de 0°.

On connaît plusieurs chlorures : 1° un deuto-chlorure dc phosphore, solide, d'un blanc de neige, volatil et acide; 2° un proto-chlorure de phosphore, liquide, fumant, et nullement acide; 3° un chlorure de soufre (liqueur de Thomson) rouge-brun, ayant l'odeur des plantes maritimes; 4° un chlorure d'iode, rouge ou jaune; 5° un sous-chlorure et un chlorure de chaux; 6° un chlorure d'ammoniaque; 7° un chlorure gazeux de bore; 8° un chlorure gazeux d'oxide de carbone très-acide; 9° un proto et deuto-chlorure de mercure, etc., etc.

Caractères essentiels. — 1° Le chlore

se présente sous la forme d'un gaz jaune-verdâtre. 2° Il est soluble dans la moitié de son volume d'eau; ainsi dissous et exposé à la lumière, il décompose l'eau et se transforme en acide hydrochlorique : de l'oxigène se dégage. A la lumière diffuse, de l'acide sous-hydrochlorique est produit; pour le conserver à l'état liquide, on entoure le vase d'un papier noir.

Usages. — On l'emploie pour désinfecter, et décolorer les substances organiques et pour assainir l'air. On fait respirer de l'air imprégné de chlore dans la phthysie pulmonaire, et on l'applique sur la peau dans les exanthêmes chroniques.

Préparation. — On prend 1° du peroxide de manganèse pulvérisé, 2° et de l'acide hydro-chlorique liquide; on

élève un peu la température; on obtient du chlore gazeux, un proto-hydrochlorate de manganèse soluble et de l'eau. Pour l'avoir liquide, on le reçoit dans des flacons pleins d'eau froide.

Théorie. — Une portion d'acide et tout le peroxide se décomposent, l'hydrogène de la portion d'acide décomposée se combine avec l'oxigène du peroxide de manganèse pour former de l'eau, et le chlore de cette partie d'acide décomposée est mis à nu et se dégage sous la forme de gaz.

On peut aussi prendre 1° chlorure de sodium, 2° peroxide de manganèse, 3° acide sulfurique, 4° et un peu d'eau.

Du phtore.

Le phtore n'ayant point d'existence incombinée, il ne pourra en être parlé

qu'à l'article hydro-phtorique, dans lequel il est combiné avec l'hydrogène.

De l'azote.

Historique. — Il fut découvert en 1772 par Rutherford.

Propriétés. — C'est un gaz permanent, à peine plus léger que l'air atmosphérique, où il est contenu dans le rapport de $\frac{4}{5}$ en volume.

Caractères essentiels. — Il éteint les corps enflammés et fait cesser la respiration des animaux. C'est une substance inerte et qui semble indifférente à sa combinaison avec d'autres eorps. Cependant avec l'un des élémens de l'eau il forme un alcali énergique, et avec l'autre, un acide fort.

Extraction. — On prend 1° nitrate de

potasse, 2° limaille de fer ou de zinc; on fait déflagrer en vase clos et on recueille le gaz sur l'eau. Il reste un verre cristallin, composé d'oxide de fer ou de zinc; ou bien on traite à chaud de la viande fraîche avec de l'acide nitrique; ou bien on enflamme du phosphore avec le contact de l'air, sous une cloche renversée sur un bain de mercure; ou bien encore on fait passer du chlore à travers de l'ammoniaque liquide. L'hydrogène, aidé du platine squammeux, dépouille l'air de tout l'oxigène et laisse de l'azote pur pour résidu. Quelques chimistes, parmi lesquels on compte Berzélius, regardent l'azote comme étant l'oxide d'un combustible encore inconnu.

Air atmosphérique.

Obtenir de l'air d'un lieu accessible. — On remplit un flacon de sable ou d'eau;

arrivé dans le lieu où l'on veut recueillir de l'air, on vide ce flacon; l'air de ce lieu s'y précipite à mesure qu'il se vide; on le bouche et on l'apporte au lieu où l'on veut le soumettre à l'analyse.

Obtenir de l'air d'un lieu inaccessible; comme d'un puits, d'une grotte, par exemple : on y descendrait avec des cordes un flacon plein d'eau et dont le goulot plongerait dans un bocal également plein d'eau; en soulevant l'une des cordes, le flacon se viderait du liquide qu'il contient et se remplirait de l'air qu'on veut analyser; lâchant ensuite la corde, le goulot plongerait de nouveau dans l'eau et on retirerait l'appareil au moyen des cordes.

Composition de l'air. — Il est composé: 1° d'azote, 2° d'oxigène, 3° d'un peu d'acide carbonique, 4° d'eau ou de va-

peur, 5° de fluide électrique, 6° de lumière, 7° et de calorique, nécessaires pour tenir ces substances à l'état gazeux.

Propriétés physiques. — L'air est un fluide invisible, compressible et élastique; il exerce une pression qui, pour chaque pied quarré de la surface du globe, est égal à $2216\frac{2}{5}$ livres.

Propriétés chimiques. — 1° Le calorique dilate l'air, mais ne peut le décomposer; 2° sec il ne conduit ni le fluide électrique ni le calorique; 3° humide il conduit un peu le premier; 4° soumis pendant long-temps à l'action de l'étincelle électrique, il se transforme en acide nitrique; 5° beaucoup de corps simples métalliques et non métalliques le décomposent à froid ou à chaud : ils soutirent l'oxigène et mettent l'azote à

nu. L'hydrogène naissant peut ensuite se combiner avec l'azote, et former avec lui de l'ammoniaque.

Analyse de l'air. — L'air contient en volumes 1° 79 parties d'azote; 2° 21 parties d'oxigène; 3° un 100e d'acide carbonique; 4° et une quantité variable de vapeurs d'eau. L'air se dépure, en les décomposant et les précipitant, de tous les corps étrangers à sa composition qui se répandent dans son sein.

1° *Déterminer en poids la quantité d'acide carbonique.* — On emploie l'eau de baryte : il se forme un sous-carbonate de baryte, dont on peut savoir combien il contient d'acide carbonique.

2° *Déterminer la quantité de vapeur aqueuse.* — On fait passer une quantité d'air connue à travers du chlorure de calcium parfaitement sec; ce chlorure absorbe la vapeur aqueuse et augmente

de poids ; ce poids indique la quantité de vapeur aqueuse.

3° *Déterminer la quantité d'oxigène par l'hydrogène.* — On prend l'air privé d'acide carbonique et d'eau ; on introduit dans l'eudiomètre : 1° 100 volumes de ce gaz, 2° et 100 volumes d'hydrogène ; on fait passer l'étincelle électrique : il se forme de l'eau ; on ne trouve plus que 137 parties sur 200 parties, qui se trouvaient dans l'instrument, 63 parties ont été engagées pour former de l'cau. Comme il faut, pour faire de l'eau, deux mesures d'hydrogène contre une d'oxigène, il suffit de prendre le tiers de ces 63 parties, qui est 21, pour avoir la quantité d'oxigène qui y est contenue ; si on fait le mélange : 1° de 21 parties d'oxigène, 2° et de 42 d'hydrogène, on trouve 63 parties d'eau si on fait passer l'étincelle électrique.

On peut aussi sur un mélange de cinq

mesures d'air et de deux mesures d'hydrogène faire réagir l'éponge de platine : si l'air a été pur il reste quatre mesures d'azote.

Déterminer la quantité d'azote par le phosphore. — On introduit dans un tube gradué un bâton de phosphore avec un volume d'air déterminé; on expose le tout à la lumière diffuse sur le mercure : il se forme de l'acide phosphorique; le volume du gaz du tube diminue; un vide s'opère par la combinaison de l'oxigène avec le phosphore; le mercure monte alors, l'oxigène finit par être tout absorbé et on ne trouve que de l'azote, qu'on apprécie sur le tube gradué qui a servi à l'expérience.

Oxides non métalliques.

Ils sont au nombre de 8, ce sont : 1° le protoxide d'hydrogène (eau ordinaire), 2° le deutoxide d'hydrogène

(eau saturée d'oxigène), 3° le deutoxide de carbone, 4° l'oxide gazeux de sélène, 5° le protoxide de chlore, 6° le deutoxide de chlore, 7° le protoxide d'azote (gaz hilariant), 8° le deutoxide d'azote (gaz nitreux); aucun de ces oxides ne se combine avec les acides : un petit nombre seulement se combine avec les alcalis.

Protoxide d'hydrogène (eau ordinaire).

Propriétés physiques. — L'eau est à peine compressible et néanmoins elle est élastique; elle transmet les sons; en passant de l'état liquide à l'état solide, elle cristallise et laisse échapper du calorique.

Propriétés physiques et chimiques. — 1° L'eau conduit l'électricité à sa surface et l'admet dans sa masse; elle ne conduit pas le calorique et le reçoit seule-

ment au contact des corps solides pour le propager dans sa substance par le mélange de globules plus chauds avec des globules plus froids; 2° chauffée, elle se dilate et bout; 3° si on la place dans un milieu froid, elle se refroidit et se contracte jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à 4° + 0°; alors, si on continue de la refroidir, elle se dilate et se congèle; 4° elle réfléchit en partie la lumière, en partie elle la réfracte; 5° elle entre en ébullition à 100°, à la pression de 0m,76; mais il faut qu'elle soit pure, car si elle contenait des substances salines son degré d'ébullition serait plus élevé; 6° les substances salines retardent aussi la congélation de l'eau; 7° l'eau, surtout celle des sources, dissout d'autant plus d'oxigène que la température est plus basse et la pression plus grande; bouillante, elle n'en dissout pas du tout; 8° elle dissout un peu moins d'air at-

mosphérique ; cet air contient alors plus d'oxigène que l'air atmosphérique ordinaire : l'eau est plus fraîche ; ce phénomène dépend de ce que l'eau dissout plus facilement l'oxigène que l'azote ; l'absorption se fait dans le rapport double d'oxigène, qui est celui du protoxide d'azote ; beaucoup de corps simples la décomposent à une température élevée, s'emparent de son oxigène et rendent son hydrogène libre ; le chlore, le brôme et l'iode (peut-être aussi le fluor engagé) s'emparent de son hydrogène pour former les acides hydro-chlorique, hydro-bromique et hydriodique ; l'eau se dépure par la concrétion et la volatilisation.

Composition. — L'eau est composée de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxigène en volume, et d'une du premier et de huit du second, en poids. A 0° de

température, elle offre un engagement entre de la glace et 75° de chaleur. L'eau intervient par elle-même ou par ses principes dans presque toutes les opérations de la nature et de l'art, c'est le corps le plus important qui existe.

Analyse. — On fait passer une quantité déterminée de vapeur aqueuse à travers un tube de fer, bien décapé et incandescent, qui absorbe l'oxigène sans se combiner avec l'hydrogène, qu'on recueille sous des cloches graduées et renversées sur le mercure. On détermine le poids acquis par le tube et on mesure le volume du gaz recueilli. Une autre analyse de l'eau, et celle-là est plus sûre, consiste à la décomposer par la pile galvanique et à recueillir séparément les deux gaz.

L'eau peut se sous-oxider en prenant en combinaison certains corps simples

pour les substituer à l'oxigène qu'elle cède : eau sulfureuse, eau phosphoreuse, eau carboneuse, etc.

Du deutoxide d'hydrogène (eau saturée d'oxigène).

Historique. — M. Thénard forma ce corps en 1818. Il contient 616 fois son volume et le double en poids d'oxigène, répondant à volumes égaux de ce dernier et d'hydrogène ; l'eau oxigénée contient 6, 20, 30, 200 fois son volume d'oxigène.

Propriétés. — L'eau saturée d'oxigène est incolore et inodore; elle coule comme un sirop et va au fond quand on la verse dans l'eau; sa pesanteur spécifique est 1,453 : elle blanchit l'épiderme, y détermine des picotemens, entame la peau, blanchit la langue, épaissit la salive et semble avoir le goût de l'émétique; elle détruit les couleurs des

plantes ; elle peut demeurer liquide pendant trois quarts-d'heure, exposée à un froid de 30°—0°; la congélation ne la décompose pas, mais bien l'ébullition; elle ne s'altère pas dans le vide. Les corps électro-positifs réduits la décomposent sans s'oxider; les peroxides et les oxides des métaux électro-négatifs forts, en se désoxidant; les métaux faibles, et le carbone partiellement ou totalement, produisent également cet effet.

Usages. — Cette eau est encore inusitée en médecine; on l'emploie, étant affaiblie par l'eau ordinaire, à nettoyer les tableaux et à blanchir les estampes noircies et celles jaunies par le temps.

Préparation. — On prend 1° de l'eau distillée, 2° de la glace, 3° du peroxide de baryum, 4° de l'acide hydro-chlo-

rique, 5° de l'acide sulfurique, 6° du sulfate d'argent, 7° et de l'eau de baryte; on verse dans un verre à pied entouré de glace de l'eau distillée dans laquelle on a introduit du peroxide de baryum délité et réduit en poudre par l'eau; on verse dans ce mélange de l'acide hydro-chlorique, qui décompose le peroxide de baryum, et le fait passer à l'état de protoxide; son oxigène de peroxidation s'unit à l'eau; il se forme un proto-hydro-chlorate de baryte soluble, restant dans la dissolution; on verse dans celle-ci de l'acide sulfurique, qui s'empare du protoxide de baryum pour former un proto-sulfate de baryum insoluble, lequel s'obtient sur le filtre; on réitère cette opération jusqu'à ce que l'eau soit saturée d'oxigène; à la fin de l'expérience, on a un liquide contenant: 1° de l'eau, 2° de l'oxigène, 3° et de l'acide hydro-chlorique; on s'empare de

cet acide au moyen du sulfate d'argent; il se forme un chlorure d'argent, blanc, insoluble, qu'on obtient sur le filtre; l'acide sulfurique du sulfate d'argent reste dans la dissolution; on s'en empare au moyen de l'eau de baryte; il se forme un sulfate de baryte insoluble qu'on sépare de la liqueur par la voie de la filtration. On concentre dans le vide de Leslie jusqu'à ce qu'il ne se vaporise plus d'eau : il reste un composé d'une partie d'hydrogène et de seize parties d'oxigène.

Du deutoxide de carbone (oxide gazeux de carbone).

Historique. — Il a été découvert et étudié par Cruikshank.

Propriétés. — Il est le produit de l'art et se forme pendant la combustion gênée du bois et du charbon; il est plus léger que l'air; sa respiration, même

en mélange avec un quart d'air, cause des vertiges et des évanouissemens.

Le chlore gazeux agit singulièrement sur lui. Si, dans un ballon où on a fait le vide, on introduit parties égales de ces deux gaz, en volume, et qu'on expose le ballon au soleil, vingt minutes après, le mercure peut entrer dans le ballon et en remplir la moitié; donc le volume des gaz a été réduit de moitié; on appelle ce gaz *gaz phosgène* (engendré par la lumière, ou plutôt engendrant la lumière); on l'appelle encore *chlorure d'oxide de carbone*. Le gaz produit est incolore, doué d'une odeur suffocante; l'hydrogène et l'oxigène sont sans action sur lui, mais les deux réunis le décomposent au moyen de l'inflammation; il rougit la teinture de tournesol; il est transformé par l'eau en acide hydrochlorique et acide carbonique, deux volumes du premier et un du dernier;

l'hydrogène de l'eau se joint au chlore et l'oxigène au deutoxide de carbone.

Caractères essentiels. — 1° Le deutoxide de carbone étant enflammé au contact de l'air, brûle avec une flamme bleue déprimée et se transforme en acide carbonique ; un volume d'oxigène se joint alors à deux volumes du gaz sans que le volume de celui-ci soit changé.

Composition. — Il est composé de volumes égaux d'oxigène et de vapeur de carbone, unis sans condenser.

Préparation. — On prend 1° de l'acide hydro-chlorique, 2° du carbonate de chaux ; l'acide hydro-chlorique s'empare de la chaux pour former un hydrochlorate de chaux soluble, l'acide carbonique, qui se dégage du carbonate de chaux, se décompose en oxide de

carbone en passant à travers du charbon rouge; le carbone de son côté fournit un égal volume du même deutoxide, par où le volume du gaz est doublé. Aussi, et plus facilement, en faisant rougir dans une cornue trois parties d'oxide de zinc avec deux parties de poudre de charbon : on recueille le gaz sous une cloche tenue sur l'eau. On secoue avec une solution de potasse caustique pour condenser l'acide carbonique qui n'a pas été décomposé.

De l'oxide de sélène.

Historique. — Il a été découvert par Berzélius.

Propriétés. — Il est gazeux et répand, pendant qu'il se forme, une odeur de raifort remarquable et pénétrante.

Préparation. — Il se produit sous la

combustion obscure du sélène en fonte visqueuse, dans de l'air enfermé. Sa combinaison avec l'acide sélénique forme l'acide sélénieux. Il ne se combine point avec d'autres acides.

Composition. — Ses constituans sont un volume de gaz oxigène et deux volumes de sélène, condensés du tiers, et, en poids, 40 de sélène et 8 d'oxigène.

De l'oxide rouge de phosphore.

Historique. — Il est le produit de l'art.

Propriétés. — 1° Il est d'un rouge foncé; 2° il est moins fusible que le phosphore; 3° il est insoluble dans le carbure de soufre, le phosphore s'y dissout; 4° il n'est pas lumineux dans l'obscurité, le phosphore y brille.

Usages. — Il n'en a pas.

Préparation. — On l'obtient en enflammant du phosphore sous un large contact d'air et en lavant pour dissoudre la partie acide.

Du protoxide de chlore (euchlorine).

Historique. — Il a été découvert par Davy.

Propriétés. — C'est un gaz d'un jaune foncé et d'une odeur de chlore insupportable; il rougit le tournesol et finit par le détruire; il est plus pesant que l'air. L'eau en dissout 8 ou 10 fois son volume. Il peut être rendu liquide par la compression.

Caractère essentiel. — Il détone par une compression brusque, et à une température peu élevée; celle de la main suffit quelquefois pour opérer ce phénomène.

Composition. — Deux volumes de chlore et un volume d'oxigène.

Préparation. — On l'obtient en faisant réagir, légèrement à chaud, de l'acide hydro-chlorique affaibli sur du chlorite de potasse : une partie de l'oxigène du chlorite enlève l'hydrogène à l'acide et une autre partie s'y substitue près du chlore ; il reste en solution de l'hypo-chlorite de potasse, qu'on sait être un sel fortement blanchissant.

Du deutoxide de chlore.

Historique. — Il a été découvert dans ces derniers temps, presque à la fois par Stadion et par H. Davy.

Propriétés. — Ce gaz, qui est le produit de l'art, est d'un jaune foncé, plus pesant que l'air et soluble dans le septième de son volume d'eau.

Caractères essentiels. — 1° Il rougit les couleurs bleues végétales ; 2° il détone et devient lumineux à 100° ; 3° à la lumière solaire il se décompose paisiblement ; 4° son odeur est celle du sucre brûlant et du chlore ; 5° le soufre partage les constituans de ce gaz entre deux parties de sa substance, dont l'une prend le chlore et l'autre l'oxigène.

Composition. — Un volume de chlore et deux d'oxigène, suivant Davy, et un et demi seulement selon Stadion.

Il forme avec les alcalis des sels appelés hypo-chlorites, qu'on peut obtenir cristallisés.

Préparation. — On fond dans une cornue du chlorite de potasse et, après le figement, on verse dessus de l'acide sulfurique concentré. On échauffe légèrement et on recueille le gaz sur le mercure.

Du protoxide d'azote (oxide gazeux d'azote, gaz hilariant).

Historique. — Il fut découvert en 1776 par Priestley, et étudié par Davy et autres.

Propriétés. — Ce gaz a une saveur sucrée; il est plus pesant que l'air.

Caractères essentiels. — 1° Il entretient la combustion presqu'aussi bien que l'oxigène; 2° il allume et fait brûler avec flamme le fer rougi; il allume aussi le bois présentant des points en ignition; 3° il se laisse condenser en liquide; 4° il se dissout légèrement dans l'eau et lui communique un goût douceâtre; 5° il excite souvent l'hilarité chez ceux qui le respirent.

Composition. — Un volume d'azote et un demi volume d'oxigène, condensés jusqu'à un.

Préparation. — Chauffez dans un matras du nitrate d'ammoniaque; il se forme 1° de l'eau, 2° et du gaz protoxide d'azote qu'on reçoit sous des cloches pleines d'eau.

Théorie. — L'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec une partie de l'oxigène de l'acide nitrique pour former de l'eau; cet acide perd de l'oxigène au point de passer à l'état de deutoxide, qui se combine avec l'azote, rendu libre, de l'alcali et forme du protoxide.

Du deutoxide d'azote (gaz nitreux).

Propriétés. — Ce gaz est incolore, inodore, un peu plus pesant que l'air: il éteint les bougies; il asphyxie.

Caractères essentiels. — 1° L'oxigène, comme l'air atmosphérique, le fait passer, suivant le rapport, à l'état de va-

peur d'acide hypo-nitrique ou de vapeur d'acide nitreux, d'un rouge de feu, puant, suffocant.

Usages. — Il sert de substance eudiométrique et à préparer l'acide sulfurique avec le soufre et l'oxigène. Il forme avec les alcalis des sels cristallisables qu'on nomme hypo-nitrites.

Composition. — Volumes égaux d'oxigène et d'azote unis sans condensation, ou un volume de protoxide d'azote et un demi d'oxigène dilatés jusqu'à deux.

Préparation. — On prend 1° du cuivre, 2° de l'acide nitrique étendu d'eau. On échauffe modérément et on recueille le gaz sur l'eau; une portion d'acide nitrique se décompose; son oxigène se porte sur le cuivre pour former du deutoxide de cuivre, qui se combine avec la portion d'acide non décomposée

pour former un nitrate qui donne à la dissolution une couleur verdâtre, tandis que le deutoxide d'azote se dégage.

DES ACIDES.

On distingue les acides : 1° en oxacides, 2° en hydracides; les premiers sont des composés d'oxigène et d'un corps simple non métallique ou métallique; les seconds sont également des composés d'hydrogène et d'un corps simple non métallique.

Un acide peut être solide, liquide ou gazeux; il est doué de la faculté : 1° de faire disparaître la propriété alcaline, 2° de rougir le tournesol et le sirop de violettes; 2° de former des sels avec les oxides.

Contre-poison des acides. — Magnésie calcinée et savon.

OXACIDES.

Acide borique (acide boracique, sel sédatif d'Homberg).

Historique. — Il se trouve libre dans certains lacs de la Toscane, et engagé avec la soude dans le borax; découvert par Homberg en 1702.

Propriétés. — Il est faiblement acide, fixe au feu par lui-même, mais volatil par l'eau, peu soluble dans ce liquide. On peut l'avoir sous deux états différens : 1° fondu et privé d'eau (anhydre); 2° combiné avec l'eau (ou hydraté) en deux différens rapports. Il est cristallisé ou sublimé. Dissous dans l'alcohol il communique une couleur verte à la flamme de ce liquide.

Privé d'eau. — C'est un verre transparent, lentement soluble dans l'eau,

attirant néanmoins l'humidité de l'air et s'y effleurissant en tombant en écailles pulvérulentes.

A l'état d'hydrate. — Il est sous la forme d'un sel effleuri, ou de paillettes blanches, brillantes et douces au toucher.

Usages. — Réputé calmant et antinerveux.

Composition. — Un volume de vapeur de bore et deux volumes de gaz oxigène. Suivant Berzélius, trois au lieu de deux volumes du dernier.

Préparation. — On prend 1° du borate de soude, 2° de l'acide hydrochlorique. L'acide s'empare de la soude pour former un hydro-chlorate de soude soluble et l'acide borique se dépose; on l'obtient sur le filtre; on le lave légèrement pour l'avoir pur.

Gaz acide carbonique (air fixe, air méphitique, acide aérien, crayeux).

Historique. — Reconnu d'abord par Van Helmont, qui le nomma *gaz sylvestre*, et ensuite étudié par Black. Lavoisier en fit connaître la nature en 1776.

Propriétés. — Il est doué d'une saveur aigrelette, d'une odeur piquante; on peut le liquéfier par la compression. L'eau peut par le refoulement en absorber jusqu'à 22 fois son volume. C'est la *soda-water* (eau contre les aigreurs) des Anglais.

Il se forme dans la respiration, la fermentation et la combustion des substances charbonneuses; les plantes le dégagent en l'absence du soleil; il est contenu nativement dans les eaux minérales gazeuses et dans l'air atmosphérique.

Caractères essentiels. — 1° Il éteint les corps enflammés; 2° il peut asphyxier; 3° il rougit le tournesol; 4° il est soluble, sans compression, dans l'égal de son volume d'eau; 5° il est plus pesant que l'air; 6° il est transvasable; 7° il trouble l'eau de chaux.

Usages. — Cet acide gazeux est irritant et anti-putride; liquide, il est anti-graveleux.

Composition. — Un volume de vapeur de carbone et deux volumes de gaz oxigène, condensés du tiers, ou deux volumes de gaz deutoxide de carbone et un volume de gaz oxigène, également condensés du tiers.

Préparation. — On prend 1° du carbonate de chaux, 2° de l'acide sulfurique dilué. Cet acide s'empare de la chaux pour former un sulfate peu soluble, et

l'acide carbonique est reçu sous une cloche pleine de mercure.

Acides de phosphore.

On en connaît quatre, ce sont : 1° l'acide phosphorique, 2° l'acide hypophosphorique (phosphatique), 3° l'acide phosphoreux, 4° et l'acide hypo-phosphoreux.

De l'acide phosphorique.

Historique. — Il existe dans la nature combiné à d'autres corps et principalement à la chaux, dans les os fossiles et dans ceux des animaux.

Propriétés. — Il est opaque, inodore, blanc; il absorbe l'humidité de l'air et tombe en deliquium; son hydrate est fusible et donne un verre par le refroidissement; il se volatilise alors à une

forte chaleur; il a une saveur acide agréable.

Caractères essentiels. — 1° A une température élevée, le charbon le décompose et en sépare le phosphore; 2° il précipite en blanc l'eau de chaux : il se forme un phosphate de chaux insoluble dans l'eau et soluble dans un excès d'acide.

Usages. — Employé comme un aphrodisiaque et dans le rachitis.

Préparation. — On calcine des os à l'air libre; ces os sont composés presque en entier de phosphate de chaux et de gélatine animale; celle-ci brûle et disparaît; on s'empare de la chaux au moyen de l'acide sulfurique; il se forme de l'acide phosphorique libre et du surphosphate de chaux soluble dans l'eau, qu'on traite par l'ammoniaque liquide;

il se forme un phosphate d'ammoniaque qui reste dissous dans l'eau, tandis que la partie indécomposée du phosphate de chaux se dépose; on filtre. On soumet ensuite le phosphate d'ammoniaque à une chaleur convenable; l'ammoniaque se dégage et on obtient l'acide phosphorique uni à l'eau du sel.

Composition. — Un volume de vapeur de phosphore et un volume et quart de gaz oxigène.

De l'acide hypo-phosphorique (phosphatique).

Propriétés. — C'est une substance visqueuse, incolore, douée d'une odeur légèrement alliacée; il se forme toutes les fois que le phosphore est exposé à l'air et à la température ordinaire; on n'a encore pu l'obtenir que combiné avec de l'eau.

Caractères essentiels. — Soumis à l'action du calorique il s'épaissit, s'enflamme et répand une odeur d'ail; il reste de l'acide phosphorique. Saturé par la potasse il se partage en phosphate et en phosphite.

Composition. — Volumes égaux de vapeur de phosphore et de gaz oxigène.

Préparation. — On met des cylindres de phosphore dans des tubes de verre, renfermés dans un bocal où l'air a accès au moyen d'une ouverture qui se trouve à ce même bocal renversé sur une tasse remplie d'eau pour entretenir l'humidité de l'air de l'appareil.

De l'acide phosphoreux.

Propriétés. — Il est nécessairement combiné avec l'eau; il est sous forme concrète et d'un blanc éblouissant.

Composition. — Deux volumes de vapeur de phosphore et un volume et demi de gaz oxigène.

Préparation. — On obtient l'acide phosphoreux en sous saturant du chlore par du phosphore et en décomposant le produit par l'eau; il se forme du gaz acide hydro-chlorique et de l'hydrate d'acide phosphoreux, qui, par la chaleur, se résout en hydrogène protophosphoré et en hydrate d'acide phosphorique.

Acides de soufre.

On en connaît quatre; ce sont 1° l'acide hypo-sulfureux, 2° l'acide sulfureux, 3° l'acide hypo-sulfurique, 4° et l'acide sulfurique.

De l'acide hypo-sulfureux.

Propriétés. — Il ne peut exister sans

être uni à un oxide ou au chlore, au brôme, à l'iode; mis en isolement il se partage en soufre et en acide sulfureux.

Composition. — Un volume de vapeur de soufre et un demi volume de gaz oxigene.

Préparation de l'acide combiné. — On dilue dans l'eau du zinc ou un autre métal capable de décomposer ce liquide et on fait arriver du gaz acide sulfureux dans l'eau : le métal s'oxide et l'hydrogène de l'eau abaisse de la moitié l'oxidation de l'acide sulfureux. On obtient des sels très-bien cristallisés. Ou bien on fait dissoudre le soufre dans du chlore gazeux; il se forme un liquide rougebrun, nommé *liqueur de Thomson,* que le sous-carbonate de potasse partage en hypo-sulfite et en chlorure.

De l'acide sulfureux.

On l'obtient : 1° à l'état de gaz acide sulfureux, 2° à l'état d'acide sulfureux liquide ou solide et privé d'eau (anhydre).

Du gaz acide sulfureux.

Historique. — Il se trouve rarement dans la nature.

Propriétés. — Il est plus pesant que l'air, non permanent; il ne répand pas de vapeur à l'air; il est condensable par la pression et par le froid.

Caractères essentiels. — 1° Il se distingue par une odeur suffocante, qui le caractérise; c'est l'odeur du soufre qui brûle; 2° il est soluble dans le 30ᵉ de son volume d'eau; la congélation ne chasse pas l'acide; il se précipite comme

dans le vide dans un bocal rempli de ce liquide; il y a excitement de chaleur. 3° il liquéfie la glace; 4° il fait disparaître les couleurs des plantes en les masquant ou les détruisant; 5° il blanchit la fibre animale et la paille.

Usages. — C'est un décolorant et un désinfectant; on l'emploie à l'extérieur dans le psore.

Composition. — Un volume de vapeur de soufre et un volume d'oxigène condensés de la moitié, et parties égales en poids.

Préparation. — On prend parties égales d'acide sulfurique concentré et de mercure, on échauffe jusqu'à légère ébullition et on conduit le gaz sous le mercure, parce qu'il est très-soluble dans l'eau. Une partie de l'acide sulfurique est décomposée; l'oxigène de cette

partie se porte sur le mercure pour former de l'oxide, qui se combine avec la partie d'acide non décomposée, pour former un sulfate de mercure; la partie d'acide décomposée a perdu un tiers de son oxigène, et est ramenée à l'état de gaz acide sulfureux, qui se dégage.

Acide sulfureux liquide et concret (anhydre).

Historique. — M. Faraday est parvenu à liquéfier le gaz acide sulfureux; on l'a depuis obtenu en cristaux. MM. Bussy et De la Rive l'ont étudié.

Propriétés. — C'est un liquide incolore, d'une odeur pénétrante, excessivement caustique, bouillant à 10°—0°; cependant, exposé à l'air à la température ordinaire et en vase bouché, il ne bout pas; cela tient à ce qu'il y a une partie de cet acide de vaporisée dans le vase qui le contient : cette partie en

vapeur comprime assez l'autre partie pour la faire rester liquide. Une pression égale à trois atmosphères suffit à cet effet. On sait que plus la pression est grande, moins promptement l'eau entre en ébullition et réciproquement. L'eau dans la marmite à papin, soumise à plusieurs atmosphères et à une température de 400 à 500 degrés, n'entre pas en ébullition : vient-on à supprimer la pression, l'eau disparaît sous forme de vapeur : il en est de même ici de cet acide; il bout aussitôt qu'il est libre, et que la pression qui le contenait est anéantie; il fait éprouver un froid excessif; ce froid est dû à la soustraction du calorique qu'il fait aux corps environnans pour passer à l'état gazeux; voilà pourquoi il congèle instantanément l'eau; il congèle aussi le mercure, le cyanogène, le chlore, l'ammoniaque, etc.

Préparation. — On fait arriver du gaz acide sulfureux bien sec dans des éprouvettes closes et entourées de glace et de sel marin ; le gaz se liquéfie alors dans l'appareil. Bientôt après des cristaux se déposent sur la paroi du vase.

De l'acide hypo-sulfurique.

Propriétés. — 1° Il est toujours liquide ou engagé avec des bases ; 2° étant, sous l'un ou l'autre de ces modes d'existence, échauffé en vase clos, il laisse échapper du gaz acide sulfureux et donne pour résidu, soit de l'acide sulfurique, soit un sulfate, lequel est toujours neutre ; 3° échauffé au contact de l'air, l'acide se convertit en acide sulfurique et le sulfate neutre en sulfate acide.

Préparation. — On fait arriver du gaz acide sulfureux sur du peroxide de

manganèse couvert d'eau; un tiers de l'acide sulfureux se transforme en acide sulfurique, qui décompose le peroxide de manganèse, devenu hypo-peroxide; et forme du sulfate de manganèse; le second tiers forme également de l'acide sulfurique lequel se combine avec le restant de l'acide sulfureux resté intact. On décompose le sulfate de manganèse par de l'eau de baryte : de l'hypo-sulfate de manganèse reste dissous dans l'eau. On décompose celui-ci à son tour par l'eau de baryte : du protoxide de manganèse est précipité et de l'hypo-sulfate de baryte soluble est formé. On le décompose par l'acide sulfurique : un sulfate de baryte insoluble se dépose et l'acide hypo-sulfurique reste dans la dissolution. On la rapproche d'abord par la chaleur et en vase clos et ensuite dans le vide.

Composition. — Deux volumes de va-

peur de soufre et deux et demi volumes de gaz oxigène.

De l'acide sulfurique.

On l'obtient sous trois états : 1° à l'état d'acide sulfurique hydraté liquide, 2° à l'état d'acide sulfurique mi-hydraté et cristallisé, 3° à l'état gazeux et privé d'eau (anhydre).

De l'acide sulfurique liquide hydraté (huile de vitriol).

Historique. — Il fut découvert au quinzième siècle par R. Lulle. Lavoisier nous en a fait connaître la composition. Il se trouve dans la nature à l'état libre.

Propriétés. — C'est un liquide volatil à 290°, très-caustique, d'une consistance oléagineuse; beaucoup de corps combustibles le décomposent et le font pas-

ser à l'état de gaz acide sulfureux : il est excessivement avide d'eau ; il charbonne les substances végétales et animales, favorise la formation de l'eau au moyen de leurs constituans dont il s'empare, et met le charbon plus ou moins à nu. Il cristallise par le froid avec un peu moins d'un sixième de son poids d'eau. Ces cristaux persistent jusqu'à 10° + 0°.

Quatre parties de glace et une partie d'acide sulfurique abaissent la température à 20°—0° ; l'acide alors tend à fondre la glace en enlevant du calorique aux corps environnans. L'acide cristallisé avec l'égal de son contenu en eau et par le froid, excite avec la neige un froid capable de faire congéler le mercure. Une partie de glace et quatre parties d'acide liquide font monter la température de 0° jusqu'à 100°. Il précipite en blanc l'eau de baryte et les sels

de baryte : il se forme un sulfate de baryte insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Usage. — Très-employé comme réactif. On s'en sert en médecine comme un anti-septique.

Composition. — Un volume de vapeur de soufre et un volume et demi de gaz oxigène, avec un volume de vapeur d'eau.

Empoisonnement. — 1° S'il est étendu d'eau, on le concentre par l'évaporation pour le traiter par l'eau de baryte; 2° S'il est combiné avec l'indigo (bleu de composition), on le décolore au moyen du chlore pour le traiter par l'eau de baryte. 3° Des taches faites avec du bleu de composition sur du linge prennent une couleur d'acajou, si

on les traite par la potasse : il serait, dans ce cas, fort difficile de démontrer la présence de l'acide sulfurique, sans décomposer le sulfate de potasse par la baryte. 4° On emploie souvent cet acide pour frelater le vinaigre; pour le reconnaître, on recommande alors d'y verser une dissolution de baryte; mais presque toujours le vinaigre, quoique privé d'acide sulfurique, peut précipiter en blanc, par l'eau de baryte, et former un sel de baryte, mais qui est soluble dans l'acide nitrique. Quand on verse de l'eau de baryte dans du vinaigre contenant de l'acide sulfurique, il se forme un sulfate de baryte que l'acide nitrique ne dissout pas. Si au lieu d'eau de baryte on emploie de la craie bouillie et décantée (ou carbonate de chaux pur), il se forme un sulfate de chaux très-peu soluble; on l'obtient sur le filtre pour étudier ses propriétés de sul-

fate et de sel de chaux. 5° Quand l'acide sulfurique se trouve mêlé aux substances ingérées dans l'estomac, on met ces matières en contact avec le carbonate de chaux.

Préparation. — On prend 1° un ballon plein d'air humide, 2° du gaz acide sulfureux, 3° du gaz deutoxide d'azote. Le ballon est fermé par un bouchon percé de trois trous, donnant passage à un tube droit qui sert à mettre en communication l'air extérieur avec l'air du ballon, et à deux tubes courbes aboutissant à deux fioles d'où se dégagent séparément les gaz acide sulfureux et deutoxide d'azote : aussitôt qu'ils sont en contact avec l'air humide de l'appareil, celui-ci cède son oxigène au gaz deutoxide d'azote, le fait passer à l'état de gaz acide nitreux jaune-orangé. L'intérieur de l'appareil est coloré.

Bientôt la paroi intérieure de l'appareil se couvre d'une multitude de petits cristaux, composés 1° d'acide sulfurique concentré mi-hydraté, 2° de gaz nitreux. L'intérieur de l'appareil se décolore.

Le gaz sulfureux décompose l'acide nitreux, passe à l'état d'acide sulfurique, après lui avoir enlevé assez d'oxigène, et se combine avec le gaz nitreux et de l'eau. Si on verse un peu d'eau sur ces cristaux, ils sont décomposés; l'eau s'empare de l'acide sulfurique et le gaz nitreux, mis à nu, se dégage; l'intérieur du ballon se colore de nouveau en jaune-orangé par ce gaz qui se combine avec l'oxigène.

De l'acide sulfurique fumant, liquide, du même acide sous-hydraté concret (huile de vitriol glaciale), et de celui gazeux anhydre.

Il est le produit de l'art; il peut exis-

ter à l'état liquide, à l'état de sous-hydrate, solide, et à celui parfaitement privé d'eau; l'acide liquide fume en contact avec l'air et se dissout dans l'eau avec bruit; il dissout amplement l'indigo. La dissolution est d'un bleu foncé, légèrement pourpre. Il bout à une chaleur basse par la vapeur de l'acide concrescible qui se dégage; il se concrète et cristallise à quelques degrés — 0°, et reste solide jusqu'à 8° + 0°. Il fonce alors en couleur.

Préparation de l'acide sous-hydraté concret. — On distille l'acide sulfurique de Noordhausen, qui contient 1° de l'acide sulfurique ordinaire, 2° de l'acide anhydre; l'acide anhydre se volatilise dans la distillation avec une quantité variable d'eau et une petite partie sans eau. L'acide sulfurique de Noordhausen est d'un brun rougeâtre. Après la vola-

tilisation de l'acide concrescible, il est aussi incolore que l'eau. L'acide concret dissout le soufre et forme un liquide du plus beau bleu. Il colore l'indigo en rouge-pourpre. Il est infusible; il n'attire pas l'humidité de l'air, mais se volatilise sans se liquéfier, dans l'air le plus humide et même sur des corps humectés. Arrosé d'eau il noircit. L'acide gazeux anhydre se dégage conjointement avec l'acide concrescible. Il traverse le mercure et se concrète dans le haut de l'éprouvette en se combinant avec l'eau de l'air.

Acides du sélène.

On en connaît deux, ce sont 1° l'acide sélénieux, 2° l'acide sélénique.

De l'acide sélénieux.

On l'obtient 1° à l'état anhydre, 2° à l'état d'hydrate.

Historique. — Il a été découvert par Berzélius.

Propriétés. — Il est concret, blanc et volatil; il cristallise par la sublimation; il attire l'humidité de l'air; on peut aussi le faire cristalliser par la voie humide; il est alors combiné avec de l'eau. La vapeur de l'acide anhydre est jaune-foncé. Les acides sulfureux et hydrosulfurique le décomposent jusqu'à l'état de sélène.

Composition. — Volumes égaux de vapeur de sélène et de gaz oxigène.

Préparation. — On fait brûler le sélène, rendu liquide par la chaleur, dans le gaz oxigène. Il se concrète en longs cristaux incolores; c'est l'acide anhydre. La combustion se fait avec une flamme bleue verdâtre.

De l'acide sélénique.

Historique. — Découvert en 1827 par MM. Mitscherlich et Nitzch.

Propriétés. — Il est liquide, très-acide, volatil sans laisser de résidu; il attire avidement l'humidité de l'air. Sa pesanteur spécifique est égale à 625. Après les acides iodique, bromique, chlorique et sulfurique, c'est le plus énergique des acides.

Propriétés essentielles. — Il dissout l'or par lui-même et en mélange avec l'acide hydro-chlorique; en ce même mélange il dissout aussi le platine : il se forme une sorte d'eau régale par l'acide sélénique au lieu d'acide nitrique et un chlorure d'acide sélénieux : le métal se dissout dans ce dernier acide. A 290° de chaleur il se résout en acide sélé-

nieux et en oxigène. Il ne peut exister sans eau.

Composition. — Un volume de vapeur de sélène et de vapeur d'eau et un et demi volume de gaz oxigène.

Préparation. — On prend 1° sélène ou acide sélénieux, 2° nitrate de potasse. On traite à la fusion, on dissout dans l'eau et on précipite par le nitrate de plomb. On lave le précipité insoluble de séléniate de plomb, et, après l'avoir dilué dans l'eau, on le décompose par l'acide hydro-sulfurique gazeux. On décante de dessus l'hydro-sulfate de plomb, on fait un moment bouillir pour dissiper un restant d'acide hydro-sulfurique; puis on concentre en consistance d'acide absolu. Cet acide contient deux fois plus d'oxigène que l'oxide de sélène et un tiers de plus que l'acide sélénieux. Il a

les plus grands rapports de composition et de nature avec l'acide sulfurique.

Acides d'azote.

1° L'acide nitreux, 2° l'acide hyponitreux, 3° l'acide nitrique.

Acide nitreux privé d'eau et gazeux; le même liquide.

Propriétés. — Il est gazeux ou liquide et parfaitement privé d'eau : il est le produit de l'art; condensé par la pression et le froid il est sous la forme d'un liquide dont la couleur est jaune-orangé entre 15° et 28° + 0°; à—0°, il est fauve, presque incolore à—10°, et incolore à —20°; son odeur est très-forte; il tache la peau en jaune; c'est le plus caustique des acides après l'acide fluorique. Il est difficile à coërcer, et s'échappe à travers les luts des bouteilles où il est con-

tenu, et dont il remplit la capacité par une vapeur dense rouge-de-feu.

Caractères essentiels. — 1° Dégagé de la compression qui le maintient liquide il devient gaz acide nitreux et paraît alors sous la forme de vapeurs orangées, rutilantes. Par ce gaz les corps sont oxidés encore plus activement que par l'acide nitrique. 2° Si on verse de l'eau sur cet acide il passe successivement 1° au vert foncé, 2° au vert clair, 3° au bleu, 4° au bleu verdâtre, 5° au blanc.

Composition. — Un volume d'azote et deux volumes d'oxigène.

Préparation. — On prend : nitrate sec de plomb qu'on échauffe ; le sel se décompose en gaz acide nitreux et en gaz oxigène ; les vapeurs rougeâtres sont condensées par leur propre pression.

On emploie une éprouvette étroite, bouchée et entourée de glace et de sel; il reste dans la cornue un bas-nitrite de plomb.

De l'acide hypo-nitreux.

Gazeux et rutilant comme l'acide nitreux, condensable comme lui en liquide vert bleuâtre; interposé à l'acide nitrique il colore cet acide en rouge et le fait rutiler.

Composition. — Un volume d'azote et un volume et demi d'oxigène.

De l'acide nitrique liquide.

Historique. — Connu depuis longtemps, il a été étudié avec soin par Dulong.

Propriétés.—Parfaitement condensé, et concentré ou dilué, il est incolore-

Un défaut d'eau et sa pénétration par la chaleur le rendent brun-rougeâtre et le font rutiler. Il est excessivement caustique. Il jaunit la peau avant de la désorganiser; il ne peut être privé d'eau sans se décomposer; il bout à 100° sous la pression ordinaire : ce degré varie suivant sa force. La lumière solaire le décompose et le colore en jaune. La vapeur nitreuse et le deutoxide d'azote opèrent la même coloration. Exposé à l'air humide il répand des vapeurs blanches, et attire l'humidité de ce fluide. Une partie d'eau et deux parties de cet acide font monter la température à 40° + 0°. Dilué d'eau, il porte le nom d'*eau-forte*.

Caractères essentiels.—Le phosphore, le soufre, le cuivre, etc., le décomposent en gaz acide nitreux ou en deutoxide d'azote. Un charbon incandescent

continue d'y brûler. L'acide concentré enflamme les huiles essentielles.

Composition. — Un volume d'azote et deux volumes et demi d'oxigène.

Usages. — Anti-vénérien; dissolvant des métaux.

Empoisonnement. — Parmi les acides il est celui qui donne le plus souvent lieu aux empoisonnemens.

1° S'il est très-affaibli on le saturera de potasse; il se formera un nitrate de potasse qu'on reconnaîtra à ses propriétés de nitrate et de sel de potasse : ce sel trituré, même à froid, avec du cuivre, dégagera du gaz nitreux jaune-orangé.

2° Si on a des tissus jaunis par cet acide, on les mettra en contact avec le carbonate de potasse saturé d'acide : il

y aura une effervescence due au dégagement du gaz acide carbonique du carbonate de potasse ; cette effervescence ne peut avoir lieu que par un acide ; et cet acide est ici l'acide nitrique : on obtient un nitrate de potasse qu'on reconnaît à ses propriétés. Si on a évité de se servir de potasse caustique et de sous-carbonate de potasse, c'est parce que ces deux corps dissolvent la matière animale.

3° Si on manquait de carbonate de potasse, on se servirait de craie (sous-carbonate de chaux) qu'on mettrait en contact avec les tissus jaunis par l'acide nitrique : on obtiendrait un nitrate de chaux dont on étudierait les propriétés comme nitrate et comme sel de chaux. Ce sous-carbonate de chaux ne dissout pas les matières animales.

4° La couleur jaune des tissus ne doit point faire affirmer l'existence de l'acide

nitrique, puisque les acides sulfurique et phosphorique les jaunissent quelquefois. Dans le duodénum, la matière jaune de la bile est souvent mise à nu.

Préparation. — On prend 1° du nitrate de potasse, 2° de l'acide sulfurique concentré, 3° de l'eau; on distille. On peut omettre l'eau et prendre un rapport double d'acide : il reste alors du sur-sulfate de potasse pour résidu.

Acide iodique.

On ne connait qu'un acide d'iode; c'est l'acide iodique; il est concret, demi-transparent, très-avide d'eau, plus pesant que l'acide sulfurique; il a une saveur fortement acide, âpre et styptique.

Caractères essentiels. — L'acide sulfureux le décompose avec le secours

de l'eau, s'empare de son oxigène et en sépare l'iode. La chaleur le décompose aussi. Cet acide cède facilement l'oxigène à d'autres corps et peut oxider jusqu'à l'or et le platine.

Composition. — Un volume de vapeur d'iode et deux volumes et demi d'oxigène.

Préparation. — On prend 1° iode, 2° protoxide de chlore. On met en réaction en vase clos, on échauffe; il se volatilise de l'iodure de chlore et il reste de l'acide iodique anhydre.

Acide chlorique.

Le chlore a deux acides; ce sont 1° l'acide chlorique, 2° et l'acide chloreux.

L'acide chlorique est liquide, incolore, d'une saveur acide agréable, mais

forte; il ne se décompose pas au feu ni à la lumière solaire. On ne le connaît pas à l'état anhydre.

Composition. — Un volume de chlore et trois et demi volumes d'oxigène.

Préparation. — On prend le résidu de la préparation du deutoxide de chlore, qui consiste en chlorate et en sulfate de potasse; on décompose par l'acide sulfurique et on recueille l'acide chlorique à la distillation. Il a été découvert par le comte Stadion.

Acide chloreux (acide muriatique sur-oxigéné).

L'acide chloreux est liquide et d'une consistance oléagineuse.

Caractères essentiels. — Il n'a pas encore été obtenu sans eau. L'acide sul fureux, à l'aide de l'eau, lui enlève son

oxigène et met le chlore à nu. Au feu il se volatilise en partie, et en partie se décompose.

Composition. — Un volume de chlore et deux et demi volumes d'oxigène.

Préparation. — On prend 1° acide sulfurique dilué, 2° une solution de chlorite de baryte ; on mêle par parties : il se précipite du sulfate de baryte insoluble. On évapore le liquide en consistance d'huile.

Acide bromique.

Le brôme n'a qu'un seul acide formé de brôme et d'oxigène.

Cet acide est liquide ; sa solution dans l'eau se laisse difficilement concentrer jusqu'à l'état d'acide absolu sans se décomposer en oxigène et en brôme. Sa saveur est agréablement acide.

Composition. — Un volume de vapeur de brôme et deux et demi volumes de gaz oxigène.

Préparation. — On prend 1° du bromate de baryte, 2° de l'acide sulfurique dilué. On décompose par des additions lentes du sel à l'acide et l'on concentre, d'abord par la chaleur et ensuite en exposant l'acide à l'action du vide.

HYDRACIDES.

De l'acide hydro-phtorique (fluorique).

Historique. — Schéele en a parlé le premier. Son radical uni au calcium se trouve dans le spath-fluor, ou phtorure de calcium natif.

Propriétés. — C'est un liquide incolore, d'une odeur pénétrante d'acide hydro-chlorique, d'une causticité très-

forte ; il bout à 30° et ne se congèle pas à 25°—0° : exposé à l'air il répand des vapeurs blanches très-épaisses ; il se dissout dans l'eau avec une ébullition vive causée par la chaleur qui se développe. On doit le conserver dans des bouteilles d'argent ou de plomb.

Caractères essentiels. — Seul parmi tous les acides il dissout la silice. Il forme avec cette terre un gaz dont le volume est de la moitié moindre que celui de l'hydrogène qui entre dans sa composition comme acide.

Usage. — Employé pour graver sur verre.

Composition. — Volumes égaux de fluor, qui n'a encore pu être obtenu isolément, et d'hydrogène.

Préparation. — On prend 1° poudre de spath-fluor exempt de silice, 2° acide

sulfurique, le double en poids : on distille dans une cornue et un récipient de plomb, car le verre est tout de suite corrodé par cet acide.

De l'acide phtoro-borique (fluo-borique).

Historique. — Découvert en 1809, par MM. Thénard et Gay-Lussac.

Propriétés. — Il est gazeux, doué d'une odeur piquante et suffocante, plus pesant que l'air.

Caractères essentiels. — 1° L'air ou tout autre gaz humide lui cèdent leur eau et le font paraître sous la forme de vapeurs blanches excessivement épaisses. 2° Il est soluble dans l'eau sous excitement d'une forte chaleur.

L'acide phtoro-borique concentré coule comme de l'huile; il est très-caustique.

Composition. — Un volume de fluor, un de vapeur de bore et un et demi de gaz oxigène.

Préparation. — On prend 1° acide borique anhydre, 2° spath-fluor. On échauffe pour dégager le gaz; il reste du borate de chaux.

Théorie. — Une partie de l'oxigène de l'acide borique se combine avec le calcium et le change en chaux. Le fluor expulsé par l'oxigène prend la place de celui-ci. L'acide devrait, d'après cela, prendre le nom d'acide *phtoro-boreux*.

Phtorate gazeux de silice (acide silico-fluorique).

Historique. — Découvert par Schéele, étudié par MM. Gay-Lussac et Thénard.

Propriétés. — Il a une fausse odeur

d'acide hydro-chlorique; l'alcohol l'absorbe sans le décomposer. L'eau le partage en *sous-* et *sur-fluate*. Un volume de ce gaz est condensé par quatre volumes de gaz ammoniacal : il se forme du phtorate d'ammoniaque avec lequel la silice reste combinée. Il est sans action sur le verre.

Caractères essentiels. — Le volume proportionnant de ce gaz est égal à celui de l'oxigène. Ce caractère n'appartient à aucun autre gaz.

Composition. — Volumes égaux de fluor gazeux et de vapeur de silicium; les quatre volumes se réduisent à un.

Préparation. — On prend 1° fluure de calcium, 2° silice ou verre, 3° acide sulfurique concentré. On mêle et on échauffe dans un appareil à gaz. On recueille le gaz sur le mercure.

Du gaz acide hydro-chlorique (muriatique).

Historique.—Il se trouve en condensation dans certaines eaux thermales.

Propriétés. — Il est incolore, d'une odeur suffocante; il fond la glace comme le fait le gaz acide sulfureux.

Caractères essentiels. — En contact avec l'air humide, il se combine avec son eau et répand des vapeurs blanches assez épaisses, d'une odeur piquante; il est excessivement soluble dans l'eau, avec laquelle il forme l'acide hydrochlorique liquide, fumant comme le gaz, et sans couleur lorsqu'il est libre de chlore. Il précipite le nitrate d'argent en blanc : il se forme un chlorure (muriate) d'argent insoluble dans l'eau; on peut, par la pression, le condenser en liquide.

Composition. — Parties égales de chlore et d'hydrogène en volume, unies sans condensation.

Usage.—Il est employé à l'état liquide comme médicament et comme réactif. Sa vapeur blanchit intensement au contact de la moindre portion de gaz ammoniacal.

Préparation. — On prend 1° du chlorure de sodium, 2° de l'acide sulfurique concentré. L'acide sulfurique s'empare du sodium, oxidé par l'oxigène de son eau, pour former un sulfate de soude soluble, et le chlore, converti en acide hydro-chlorique par l'hydrogène de l'eau, est reçu sous des cloches pleines de mercure. En recevant le gaz dans l'eau jusqu'à ce qu'elle en soit saturée, on obtient l'acide hydro-chlorique liquide mentionné.

Gaz acide hydriodique.

Historique.—Découvert en 1813 par M. Gay-Lussac et par Davy.

Propriétés.—Ce gaz, malgré que la vapeur d'iode y ait doublé de volume, est le plus pesant des gaz connus ; il répand des vapeurs blanches à l'air ; il est très-soluble dans l'eau ; il manifeste la plupart des caractères physiques et chimiques du gaz acide hydro-chlorique ; il se combine, en formant une sorte de sel cristallisé, avec la moitié de son volume des gaz hydrogène deuto-phosphoré et hydrogène proto-phosphoré contracté et avec l'égal de son volume du dernier gaz dilaté.

Caractères essentiels. — Le chlore le décompose, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique

et l'iode se précipite. Le brôme produit le même effet.

Composition. — Parties égales de vapeur d'iode et de gaz hydrogène en volume, unies sans se contracter.

Usage. — Il sert à préparer l'hydriodate de potasse.

Préparation.—On prend 1° du deutoiodure de phosphore, 2° de l'eau. L'eau est décomposée, son oxigène se porte sur le phosphore pour former de l'acide phosphorique, tandis que son hydrogène se porte sur l'iode pour former de l'acide hydriodique qu'on reçoit sur le mercure. En recevant le gaz dans de l'eau on a de l'acide hydriodique liquide. Il ne peut être chassé de ses bases que par l'hydrate de son oxacide, et par ceux des oxacides chlorique, chloreux et bromique; son oxacide anhydre,

sans l'intervention de l'eau, le transforme en iode et se partage lui-même en iode et en oxigène; de l'eau est produite.

Du gaz acide hydro-bromique.

Historique.—Découvert et étudié par M. Balard.

Propriétés. — Ses propriétés se rapprochent beaucoup de celles des deux gaz acides qui précèdent; sa solution dans l'eau forme avec l'acide nitrique une sorte d'eau régale qui dissout le platine et l'or; le chlore lui enlève l'hydrogène, comme le brôme l'enlève à l'acide hydriodique, et le convertit en brôme, qui se liquéfie.

Composition. — Volumes égaux de vapeur de brôme et de gaz hydrogène, unis sans condensation.

Préparation. — La même que pour le gaz acide hydro-chlorique ; l'acide sulfurique le chasse de ses bases.

Les trois acides qui précèdent ont un état de composition dans lequel leur radical contient la moitié moins d'hydrogène. C'est la forme la plus habituelle sous laquelle on les rencontre après que leur radical a réagi sur des combustibles faibles. On peut alors les appeler *hydrures de chlore, de brôme et d'iode.*

Du gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

Historique. — C'est un produit qui se trouve dans certaines eaux minérales, où il est formé de sous-oxide d'hydrogène et de soufre, dans les fosses d'aisance, etc.

Propriétés. — Il est incolore, doué d'une odeur fétide analogue à celle des œufs pourris : il est combustible et il

éteint les corps enflammés ; il se dissout dans le tiers de son volume d'eau ; il est plus pesant que l'air et asphyxie. On peut le condenser en liquide par une pression égale à celle de 17 atmosphères. Il est alors si ténu qu'à son égard l'éther paraît épais et visqueux.

Caractères essentiels. — 1° L'air et l'oxigène le décomposent : il se forme de l'eau et le soufre est précipité. 2° L'iode, le brôme et le chlore le décomposent aussi ; il se forme de l'acide hydriodique, hydro-bromique et hydro-chlorique ; le soufre se précipite. 3° Enflammé, il laisse échapper le soufre ; il précipite les dissolutions de presque tous les métaux extraits des mines ; des hydro-sulfates sont produits et l'acide dissolvant est rendu libre.

Usages. — C'est un réactif souvent em-

ployé. On le prescrit en fumigation contre les dartres.

Composition. — Volumes égaux de vapeur de soufre et de gaz hydrogène, condensés de la moitié.

Préparation. — On prend 1° du sulfure d'antimoine; 2° de l'acide hydrochlorique liquide. L'eau de l'acide est décomposée, son oxigène s'unit à l'antimoine pour former de l'oxide d'antimoine, qui se combine avec l'acide hydro-chlorique et donne naissance à un sur-proto-hydro-chlorate d'antimoine soluble, et son hydrogène se combine avec le soufre pour former le gaz acide hydro-sulfurique, qu'on reçoit sur le mercure, si on le veut à l'état d'acide gazeux, ou sous l'eau si on le veut à l'état d'acide liquide. On peut aussi se servir de proto-sulfure de fer réduit, ou

d'hydro-sulfure de protoxide de fer, et traiter ces corps avec l'acide sulfurique dilué.

Du gaz acide hydro-sélénique (hydrogène sélénié).

Historique. — Il a été découvert par Berzélius.

Propriétés. — C'est un gaz incolore, qui sent fortement l'acide hydro-sulfurique; comme cet acide, il est soluble dans l'eau; au contact de l'air, cette solution se décompose d'abord en hydrure de sélène, et ensuite en sélène réduit et en eau. Il précipite les dissolutions de presque tous les métaux, et jusqu'à celles de fer et de zinc, en formant des hydro-séléniates. Il est très-dangereux à respirer.

Préparation. — On décompose par de l'acide hydro-chlorique dilué, du sélé-

nure de fer ; il se forme du protoxide de fer, qui se dissout dans l'acide hydrochlorique, et l'hydrogène avec le sélène forme l'acide hydro-sélénique.

Usages. — Les mêmes que ceux de l'acide hydro-sulfurique, hors toutefois en médecine où il n'a pas encore été employé.

Nota. Le gaz hydro-tellurique possède les mêmes propriétés que les deux précédens. Il a l'odeur de l'acide hydro-sulfurique, se dissout dans l'eau et forme une solution qui, au contact de l'air, se décompose en eau et en hydrure brun-rougeâtre concret de tellure, qui se dépose. Le gaz acide et ses sels solubles précipitent les dissolutions des métaux ; il se forme des hydro-tellurates que la chaleur partage en tellurures de métaux réduits et en eau. Ce gaz, comme ceux acides hydro-sulfurique et hydro-sélé-

nique, est composé de volumes égaux de vapeur de tellure et d'hydrogène condensés de la moitié. Mais le tellure n'étant pas encore transféré dans la classe des corps simples non-métalliques ce n'est pas ici le lieu de parler de son hydracide.

PRODUITS NON ACIDES.

Gaz hydrogène-percarboné (gaz oléifiant.)

Il est incolore, doué d'une odeur désagréable quand il tient en solution de l'huile empyreumatique, inodore quand il est pur; au contact d'un corps enflammé il prend feu et brûle avec une flamme blanche et large. Il éteint les corps enflammés qu'on y plonge.

Propriété essentielle. — Mêlé avec l'égal de son volume de chlore, il forme une substance oléagineuse nommée ether muriatique pesant, d'où le nom

de gaz oléifiant. A chaud le soufre lui enlève l'hydrogène pour former du gaz acide hydro-sulfurique : le carbone se précipite.

Composition. — Un volume de vapeur de carbone et deux volumes de gaz hydrogène condensés à un.

Préparation. — On prend 1° alcohol, 2° et acide sulfurique. Une partie du premier et deux ou trois du second. On chauffe dans un matras et on recueille le gaz sur l'eau.

Gaz hydrogène carboné (gaz des marais).

Son expansion est double de celle du gaz qui précède. Le chlore lui enlève, par l'inflammation à l'aide de l'étincelle électrique, l'hydrogène, et met le carbone à nu ; du gaz acide hydro-chlorique est formé. L'étincelle électrique seule

le décompose en hydrogène et en carbone.

Composition. — Deux volumes d'hydrogène de plus que le précédent. Dix volumes se condensent jusqu'à deux.

Extraction. — On le recueille sous des cloches pleines d'eau qu'on renverse sur les boues des marécages pendant les chaleurs de l'été; on le dépure de gaz acide carbonique en le secouant avec une solution faible de potasse caustique. Il est le produit de l'eau qui partage ses constituans entre deux portions égales de carbone. On l'obtient rarement pur.

Gaz hydrogène per-phosphoré.

Il est incolore, d'une odeur alliacée, et dépose une partie de son phosphore lorsqu'il vient en contact avec l'eau.

Propriété essentielle. — Lorsqu'on le laisse échapper bulle à bulle dans l'atmosphère, il se produit, outre la flamme, une fumée blanche circulaire, ayant la forme d'un anneau; il y a alors formation d'eau et d'acide phosphoreux, unis en hydrate de cet acide.

Composition. — Un volume de vapeur de phosphore et un et demi volume de gaz hydrogène, contractés des trois cinquièmes.

Préparation. — On prend 1° phosphore, 2° potasse caustique, 3° et eau; on échauffe dans une fiole munie d'un tube recourbé qu'on fait ouvrir sous l'eau. On laisse échapper le gaz dans l'air ou on le recueille sous des cloches pleines d'eau saturée de sel; l'eau se décompose, il se forme du phosphite de potasse et de l'hydrogène per-phosphoré.

Le même gaz se dégage lorsqu'on jette dans l'eau des fragmens de sous-phosphure de chaux.

Gaz hydrogène proto-phosphoré.

Ce gaz diffère du précédent en ce qu'il ne s'enflamme pas spontanément à l'air. Il faut élever la température au moyen d'une bougie allumée, ou approcher des bulles enveloppées d'eau, un corps tranchant ou pointu.

Composition. — Deux cinquièmes d'hydrogène plus que le précédent; il occupe tantôt le même espace et tantôt l'espace double.

DES SELS.

1° La plupart des sels sont composés d'un ou de deux acides, et d'un ou de deux oxides métalliques appelés *bases*.

2° Les sels à oxides non métalliques ont pour base l'ammoniaque, la morphine, la strychnine, etc.

3° Les sels doubles renferment deux acides ou deux oxides.

4° Les sels neutres ne rougissent point le tournesol, ni ne verdissent le sirop de violettes.

5° Les sur-sels (ou avec excès d'acide) rougissent le tournesol et le sirop de violettes.

6° Les sous-sels alcalins (ou avec excès de base) verdissent le sirop de violettes et les mêmes ainsi que d'autres sous-sels ramènent au bleu le tournesol rougi par un acide.

Propriétés des sels. — On ne connaît point de sel gazeux; quelques-uns sont liquides, la plupart sont solides.

Action de l'eau sur les sels. — Les uns

s'y dissolvent, les autres ne s'y dissolvent pas; les derniers sont insipides, les autres sont sapides. De deux sels solubles dans l'eau, le plus soluble sera celui qui aura le plus d'affinité avec l'eau. Plus l'affinité d'un sel pour l'eau est grande, plus la température de ce liquide doit être élevée pour qu'il entre en ébullition : on peut par là déterminer l'affinité de plusieurs sels pour l'eau; en général les sels se dissolvent mieux dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Cette plus grande solubilité s'arrête, pour plusieurs sels, à des températures données. Il est plus d'un sel que l'eau chaude partage en sous-sel insoluble et sur-sel soluble. Ce partage peut même se faire sans que le sous-sel soit mis hors de solution. Dans le mélange de deux sels solubles, il peut se former deux sels doubles, ou quatre sels simples. On appelle *eau-mère*, le liquide qui

reste après que la dissolution saline cesse de donner des cristaux. *L'eau de cristallisation* est l'eau que renferment les cristaux à l'état combiné. Les cristaux sont formés des mêmes principes que la dissolution qui les fournit, excepté les hydro-chlorates, qui par la cristallisation se transforment ou en chlorures ou en hydrates de chlorure.

Action de la glace sur les sels solubles. — Avec un grand nombre d'entre eux le mélange devient liquide, il se produit un froid plus ou moins inférieur à 0°. La glace absorbe du calorique pour se fondre et dissoudre le sel. Les sels qui, à l'état anhydre, développent le plus de chaleur avec l'eau, excitent dans leur état d'hydrate le plus de froid avec la glace.

Action de l'air et de l'oxigène sur les

sels. — Les sels dont l'oxide et l'acide sont au *summum* d'oxidation n'éprouvent aucune modification de la part de ces deux agens; quelques-uns de ceux qui ne sont pas dans ce cas absorbent de l'oxigène. Si l'absorption se fait par l'acide, la neutralité persiste, s'il se fait par l'oxide, il change, et l'oxide devient en excès.

Action hygrométrique de l'air à la température ordinaire. — 1° Les sels insolubles dont l'acide et l'oxide ont le *maximum* d'oxigène sont inaltérables à l'air; 2° parmi ceux qui sont solubles, certains absorbent l'humidité de l'air, quoiqu'elle y soit en petite quantité, et tombent en *deliquium*, on les appelle *déliquescens;* il en est d'autres qui, quoique solubles, n'éprouvent point d'altération; 3° beaucoup de sels solubles, non déliquescens dans un air peu humide, tombent en deliquium et de-

viennent par conséquent déliquescens dans un air chargé d'humidité; 4° il existe un certain nombre de sels qui, étant exposés à l'air sec, perdent leur transparence et complètement ou partiellement leur eau de cristallisation. Ils se transforment en une poudre blanche, fine; ils sont *efflorescens*. Ils n'ont presque pas d'affinité avec l'eau, ils ne s'y dissolvent que parce qu'ils n'ont pas de cohésion. Ce caractère dépend le plus souvent de la base : leurs hydrates n'excitent que peu de froid avec la glace. 5° Il y en a qui tombent en efflorescence en absorbant de l'eau.

Action du calorique. — 1° Les sels efflorescens et les sels déliquescens fondent dans leur eau de cristallisation ou d'hydratation; ils éprouvent, comme on le dit, la fusion aqueuse; 2° quand l'eau de cristallisation est vaporisée,

certains sont de nouveau fondus par le feu ; ils éprouvent la fusion ignée ; 3° les sels qui ne sont ni efflorescens, ni déliquescens dans un air humide, et qui cependant contiennent un peu d'eau, renfermée dans leurs cristaux, décrépitent sur les charbons ardens. Ceux qui sont sans eau se liquéfient la plupart au feu. On suppose que la chaleur ne les volatilise ni les décompose, ainsi que cela a lieu pour plusieurs d'entre eux. Il suffit souvent de vouloir chasser l'eau d'un sel pour qu'il se décompose, ce qui arrive lorsque le sel ne peut exister sans eau, ou que l'acide a plus d'affinité avec l'eau qu'avec la base.

Action des acides. — 1° Tantôt l'acide, lorsqu'il est plus énergique que celui du sel, s'empare en totalité de l'oxide métallique et forme un nouveau sel ; alors l'acide du sel décomposé se dégage

à l'état de gaz ou de vapeur, ou reste dissous, ou se précipite.

2° Tantôt l'acide décomposant ne s'empare que d'une partie de l'oxide, ce cas est assez fréquent ; alors on obtient deux sels, l'un neutre et l'autre avec excès d'acide, ou tous deux avec excès d'acide, suivant que l'acide décomposant est mis en défaut ou en proportion convenable.

3° Tantôt il y a décomposition de l'acide décomposant et de l'oxide du sel; exemple : 1° le proto-nitrate de plomb, 2° l'acide hydro-sulfurique (eau + sulfure de plomb + l'acide nitrique rendu libre).

L'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique se porte sur l'oxigène de l'oxide de plomb pour former de l'eau, tandis que le soufre se porte sur le plomb métallique pour former un sulfure de plomb ; l'acide nitrique est mis hors

d'engagement. L'action doit être favorisée par la chaleur, sinon il se produit un hydro-sulfate de plomb.

4° Beaucoup de sels insolubles se dissolvent dans leur propre acide ou dans des acides étrangers; ils sont alors transformés en sur-sels solubles; dans le second cas, il se forme un sel neutre d'une partie de la base du sel insoluble avec l'acide dissolvant.

5° Beaucoup de sels se forment avec excès de base ou excès d'acide. Un grand nombre contracte des engagemens avec des bases, des acides, et des sels étrangers, et plusieurs avec des ammoniures d'oxides.

Action de l'ammoniaque. — Elle décompose en tout ou en partie tous les sels de la première et des quatre dernières classes; elle s'empare en entier ou en partie de l'acide avec lequel elle orme un sel soluble, et précipite l'oxide

métallique, ou bien il se forme un sel double ou un composé triple, dans lequel l'ammoniaque sature à la fois l'acide et l'oxide ou ne sature que le premier.

Action des sels solubles les uns sur les autres. — 1° Si les deux sels qu'on unit renferment les élémens capables de donner naissance 1° à un sel soluble, 2° et à un sel insoluble, 3° ou à deux sels insolubles, leur décomposition est forcée à moins qu'il ne puisse se former un sel double; ainsi, 1° l'hydro-chlorate de baryte, 2° et un sulfate soluble, dont la base ne forme pas un sel insoluble avec l'acide hydro-chlorique, donneraient un hydro-chlorate soluble et un sulfate de baryte insoluble; ainsi, 1° le nitrate d'argent, 2° et un hydro-chlorate soluble, donneraient un nitrate soluble et un chlorure d'argent insoluble : dans ces deux cas la décomposition est forcée.

2° Si les deux sels solubles ne sont pas de nature à donner un sel soluble et un sel insoluble, la dissolution n'est pas troublée, par exemple : 1° le nitrate d'ammoniaque, 2° l'hydro-chlorate de potasse; il se forme un nitrate de potasse soluble qu'on obtient par cristallisation, ainsi qu'un hydro-chlorate d'ammoniaque soluble, qu'on peut obtenir cristallisé ou sublimé.

Action des sels solubles sur les sels insolubles. — 1° Si le sel soluble et le sel insoluble renferment les élémens susceptibles de donner un sel soluble et un sel insoluble, la décomposition est forcée; s'ils renferment les élémens de deux sels inégalement solubles, la décomposition peut également avoir lieu. Ainsi, 1° sulfate de baryte, 2° et hydrochlorate de potasse; le mélange fondu au feu, et la fonte lessivée par peu d'eau

donne un hydro-chlorate de baryte dissous et un sulfate de potasse indissous. La concrétion de l'un des produits détermine les décompositions les plus opposées à l'ordre des affinités.

2° Les sels insolubles récemment formés ou réduits en poudre, sont décomposés par les sous-carbonates solubles, surtout par celui de potasse en solution concentrée, pourvu qu'on fasse bouillir le mélange; exemple : 1° le sulfate insoluble de baryte, 2° le sous-carbonate de potasse; il se forme un sulfate de potasse soluble, et un sous-carbonate de baryte insoluble.

Des borates.

La majeure partie, soumise à l'action du calorique, fond sans se décomposer, mais en se tuméfiant par la vaporisation de l'eau, si le sel en contient, et se vitrifie par le refroidissement. Les bo-

rates sont en général peu solubles dans l'eau; les plus solubles sont : ceux 1° de potasse, 2° de soude, 3° d'ammoniaque.

Propriété essentielle. —Tous les acides à radical immédiatement acidifié et quelques-uns parmi les autres, excepté l'acide carbonique, les décomposent; leur solution saturée donne avec les acides concentrés un précipité cristallin qui est l'acide borique peu soluble.

Préparation. —Les borates insolubles se préparent par la voie des doubles décompositions. Ainsi, si, par exemple, on verse une dissolution de borate de soude dans une dissolution de sulfate de magnésie, il se forme un borate de magnésie insoluble.

Le borate de magnésie se trouve cristallisé dans la nature.

Des sous-carbonates.

Propriétés essentielles. — 1° Tous, excepté ceux 1° de potasse, 2° de soude, 3° de baryte, 4° de strontiane, 5° d'ammoniaque, sont décomposés par le calorique;

2° Ils sont tous décomposés par les autres acides ou ils les prennent en co-engagement de sel double : dans le premier cas il se dégage de l'acide carbonique avec effervescence;

3° Ils sont tous insolubles dans l'eau, excepté ceux 1° de potasse, 2° de soude et 3° d'ammoniaque;

4° Le sous-carbonate d'ammoniaque est décomposé par l'eau en hydrate de carbonate neutre; l'eau se substitue à l'alcali excédant.

5° L'acide carbonique tient suspendus dans l'eau quelques sous-carbonates insolubles;

6° Les sous-carbonates solubles verdissent le sirop de violettes;

7° Ceux indécomposables par le calorique le sont par le charbon et une chaleur rouge : l'acide et le charbon sont convertis en deutoxide de carbone. Plus ou moins de la base se sous-oxide et se partage en oxide régénéré et en métal réduit, ce qui arrive souvent lorsque le métal est volatil. A une chaleur rouge et long-temps continuée, le soufre convertit l'acide carbonique en deutoxide de carbone, qui se dégage; la base est sous-oxidée à mesure que l'acide l'abandonne; elle s'unit au soufre et du sulfate est produit.

Préparation. — Tous, excepté ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, étant insolubles dans l'eau, sont préparés par la voie des doubles décompositions, en versant une dissolution de

sous-carbonate de potasse dans la dissolution saline qui contient l'oxide qu'on veut combiner avec l'acide carbonique. Aussi, en agitant les hydrates récens des mêmes oxides dans une atmosphère d'acide carbonique, ou en précipitant par le même acide leurs solutions dans l'eau, ou dans les solutions de leurs sels. Plusieurs sous-carbonates insolubles se trouvent dans la nature; la plupart sont cristallisés.

Les sous-carbonates de potasse et de soude sont les produits de la combustion de plantes. Celui d'ammoniaque provient de la décomposition spontanée ou opérée par le calorique, de substances animales; de l'ammoniaque, de l'acide carbonique et du deutoxide de carbone sont formés; les deux premiers s'unissent et le dernier s'échappe.

Propriétés essentielles. — 1° Ils sont moins solubles dans l'eau que les sous-carbonates ; 2° ils verdissent le sirop de violettes ; 3° le calorique leur fait perdre une partie de leur acide, et une chaleur rouge les fait passer à l'état de sous-carbonate, excepté celui d'ammoniaque, qui, après la perte du quart de son acide, devient volatil. Les vrais alcalis seuls peuvent se saturer entièrement d'acide carbonique. Cette propriété les distingue des terres alcalines. Les carbonates neutres se combinent avec leurs sous-carbonates et avec ceux des autres alcalis, en carbonato-sous-carbonates cristallisables. C'est sous cette forme de sel double qu'on les rencontre le plus fréquemment.

Des phosphates.

1° Ils se comportent au feu comme les borates; 2° quelques-uns sont décomposés par le charbon à une chaleur rouge; 3° ils sont tous insolubles dans l'eau, excepté ceux 1° de potasse, 2° de soude, 3° d'ammoniaque; 4° les sels de fer à protoxide les précipitent en phosphate blanc insoluble, qui devient bleu au contact de l'air. C'est alors le bleu de Prusse natif amorphe.

Propriétés essentielles. — 1° Tous les phosphates insolubles sont transformés en phosphates acides solubles par la plupart des autres acides; souvent le phosphate acide produit cristallise avec le sel de l'acide composant, si ce sel est soluble. (Sous-phosphate de chaux et hydro-chlorate de chaux.) Les autres phosphates, traités par le charbon, à

une chaleur rouge, donnent du phosphore. 2° L'acide phosphorique dissout tous les phosphates insolubles en les transformant en phosphates acides.

Préparation. — Tous les phosphates insolubles sont préparés par la précipitation de l'oxide dissous, à l'aide de l'acide phosphorique, ou par la voie des doubles décompositions, en versant dans la dissolution d'un phosphate, soit de potasse, de soude ou d'ammoniaque, d'une dissolution saline contenant l'oxide qu'on veut combiner avec l'acide phosphorique. Les phosphates solubles sont obtenus par la réunion de la base avec l'acide; ceux de soude et d'ammoniaque se trouvent dans l'urine engagés en sel double qui porte le nom de sel microcosmique.

Des sulfates.

1° Tous, excepté ceux de la seconde

classe, sont décomposés par le calorique, en acide sulfurique ou en acide sulfureux et en oxigène, et en oxide ou en métal du sel : les uns sont solubles dans l'eau, les autres sont insolubles. Le charbon en convertit, à une chaleur rouge, un grand nombre en sulfures.

Propriétés essentielles. — 1° Tous les sulfates solubles par eux-mêmes ou dissous dans l'acide hydro-chlorique, sont précipités en blanc par l'eau de baryte et les sels de baryte; il se forme un sulfate de baryte insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique. Les acides 1° carbonique, 2° phosphorique, 3° arsénique, précipitent aussi l'eau de baryte en blanc; mais le précipité est soluble dans l'acide nitrique.

2° Aucun sulfate n'est complètement décomposé à froid par les acides ordinaires, excepté le sulfate d'argent, qui

l'est par l'acide hydro-chlorique liquide; il se forme un chlorure d'argent insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, mais soluble dans l'ammoniaque; l'iodure d'argent, qui lui ressemble, est insoluble dans l'ammoniaque.

Ils sont tous décomposés par les acides chloreux, chlorique, bromique et iodique. Celui d'argent, fortement dilué, est décomposé par l'ammoniaque en argent fulminant. Le sulfate d'ammoniaque est décomposé par le chlore; il se forme un tri-chlorure d'ammoniaque qui est l'huile détonante de Dulong.

Préparation. — Les sulfates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, en versant un sulfate soluble dans une dissolution contenant l'oxide que l'on veut combiner avec l'acide sulfurique. Ceux solubles sont obtenus par l'acide sulfurique se com-

binant avec l'oxide, ou comme résidu d'autres préparations. Certains sulfates sont les produits de l'efflorescence que leur proto-sulfure éprouve à l'air ou au feu.

Des iodates.

1° Le calorique les décompose, il sépare de tous l'oxigène et de plusieurs aussi l'iode.

2° Ils détonnent faiblement par la percussion avec les combustibles. Le calorique en dégage de l'oxigène et souvent de l'iode, il reste un iodure, un oxido-iodure ou un oxide.

3° Les plus solubles dans l'eau sont ceux : 1° de potasse, 2° de soude, 3° d'ammoniaque.

Propriétés essentielles. — Les acides sulfureux et hydro-sulfurique les décomposent, s'emparent de l'oxigène de

l'acide iodique et de celui de l'oxide, et mettent quelquefois l'iode à nu. L'acide hydriodique les décompose également : de l'iode et de l'eau sont produits.

Préparation. — Ceux de potasse et de soude s'obtiennent en versant sur l'iode une dissolution de potasse ou de soude; il se forme deux sels : 1° un iodate de potasse ou de soude, 2° un hydriodate de potasse ou de soude; l'eau, comme on le voit, a été décomposée, son oxigène a acidifié une partie de l'iode, et son hydrogène s'est porté sur l'autre partie. On fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité; on traite ensuite la masse par l'alcohol, qui ne dissout que l'hydriodate sans agir sur l'iodate. L'iodate d'ammoniaque est obtenu par la combinaison de l'acide avec l'alcali. Ceux des autres alcalis par celle de leurs hydrates avec le même acide, lequel

acide est le résultat de la réaction de l'iodate de potasse sur le phtorate silicé du même alcali. Les autres iodates sont le mieux formés par la combinaison de l'acide iodique avec la base du sel qu'on veut obtenir, cette base étant dissoute dans un acide.

Des bromates.

Au feu ils sont décomposés en oxigène et en bromure de métal réduit.

Propriétés. — Ils jouissent de propriétés intermédiaires entre celles des iodates et des chlorites. L'énergie de leur acide est aussi intermédiaire entre celle des acides iodique et chloreux.

Préparation. — En général la même que celle des sels précédens.

Des chlorites.

Le calorique les décompose et les transforme tous en oxigène et en chlorure de métal réduit.

Propriétés essentielles. — 1° Mêlés à des substances avides d'oxigène telles que le soufre, le charbon, les métaux forts, les chlorites donnent des poudres fulminantes; 2° mis en contact avec les mêmes combustibles ou avec le phosphore, et percutés, ils détonnent violemment; 3° tous, sans exception aucune, sont solubles dans l'eau; 4° l'acide hydro-chlorique les décompose en formant du protoxide de chlore. Les acides sulfurique et nitrique en dégagent du deutoxide de chlore.

Préparation. — Ceux 1° de soude, 2° de baryte, 3° de strontiane, 4° de chaux, 5° d'ammoniaque, 6° de zinc, 7° d'argent, 8° de plomb, 9° de cuivre, etc., sont préparés en saturant ces bases ou leurs sous-carbonates par l'acide chloreux. Celui de potasse s'obtient en faisant arriver du chlore gazeux

sur l'alcali en solution un peu concentrée : il se forme alors 1° un hydrochlorate qui cristallise à mesure, 2° un chlorate qui reste dissous. L'eau dans laquelle on a dissous l'alcali a été décomposée par le chlore qui a formé de l'acide chloreux avec l'oxigène de l'eau, et de l'acide hydro-chlorique avec son hydrogène. On peut dire aussi que l'oxigène de l'oxide de potassium réduit par le chlore forme le chlorite. Les chlorites de soude, de baryte et de strontiane peuvent être préparés de la même manière que les iodates correspondans.

Des chlorates.

On ne connaît encore bien que le chlorate de potasse.

1° Une chaleur de 200° le décompose : il se dégage de l'oxigène et il reste du chlorure de potassium ; 2° l'acide hydrochlorique le décompose à chaud d'abord

en chlorite et ensuite en hydro-chlorate; il ne se produit, ni protoxide, ni deutoxide de chlore, mais seulement du chlore; 3° il est beaucoup plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Préparation. — On prend le résidu salin de la préparation du deutoxide de chlore, on dissout ce résidu dans l'eau bouillante et on fait cristalliser pour séparer le chlorate d'avec le sulfate ou le sur-sulfate qui sont conjointement formés.

Des nitrates.

1° Le calorique les décompose tous en constituans plus ou moins éloignés de l'acide ou en cet acide indécomposé.
2° Ils sont tous solubles dans l'eau.

Propriétés essentielles. — 1° Ils fusent sur les charbons ardens; 2° la plupart

des corps combustibles simples les décomposent à une température élevée, s'emparent de l'oxigène de l'acide nitreux, du gaz nitreux, du protoxide d'azote ou de l'azote : il y a déflagration. Les nitrates à oxides faibles, étant percutés avec un combustible fort, détonnent : de l'oxigène et du protoxide d'azote se gazifient et le métal est réduit; 3° l'acide sulfurique les décompose complètement à sec et à froid, s'empare de la base et met à nu l'acide nitrique, qui se dégage sous forme de vapeurs blanches; 4° triturés avec la chaux, ils dégagent du gaz acide nitrique rutilant anhydre; avec l'acide hydro-chlorique ils forment un hydro-chlorato-nitrate interposé de chlorure d'acide nitreux, qui jaunit lorsqu'on y plonge une feuille d'or. La chaleur dégage du chlore de ce mélange.

Préparation.—On obtient les nitrates

en traitant par l'acide nitrique étendu d'eau les oxides, ou les métaux que cet acide peut oxider. Les nitrates de potasse et de chaux se trouvent dans la nature; moins fréquemment, mais en aussi grande abondance, celui de soude.

Des hydro-chlorates:

1° La plupart de ceux qui ne sont ni volatils ni décomposables par la chaleur, sont transformés en chlorure et se fondent lorsqu'on les expose à l'action du calorique; plusieurs n'existent qu'à la faveur d'un excès d'acide.

2° Ils sont tous solubles dans l'eau.

Propriétés essentielles. — 1° Plusieurs acides les décomposent, s'emparent de la base et mettent à nu le gaz acide hydro-chlorique, qui se dégage avec effervescence et sous forme de vapeurs, formant un nuage blanc, épais, au con-

tact de l'air humide; ces vapeurs ont une odeur piquante; 2° le nitrate d'argent les décompose tous à froid; il se forme un chlorure d'argent blanc, insoluble dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque; 3° chauffés avec l'acide nitrique, ils laissent échapper du chlore.

Préparation. — Ceux 1° de zircône, 2° d'alumine, 3° de thorine, 4° de glucine, 5° d'yttria, 6° de magnésie, 7° de chaux, 8° de strontiane, 9° de baryte, 10° de soude, 11° de potasse, etc.; tous peuvent se préparer en saturant l'oxide par l'acide hydro-chlorique liquide, quelques-uns en traitant leurs métaux à chaud avec l'acide hydro-chlorique, avec l'eau régale ou avec le chlore et l'eau. Celui de soude se trouve dans les mines de sel de roche, dans l'eau de mer et autres eaux. L'hydro-chlorate

d'ammoniaque se trouve dans la suie des cheminées où on brûle le fumier des chameaux.

Des hydriodates.

1° Le calorique, avec l'aide de l'air seul, ou de l'air et d'un acide fort, l'acide nitrique sans le concours de l'air, et l'acide sulfurique en rapport double, les décomposent tous; l'iode se volatilise. Le chlore et le brôme les décomposent également; des hydro-chlorates ou des hydro-bromates sont formés, et l'iode devient libre ou s'engage avec le sel produit. Les hydriodates opposent une résistance invincible à leur décomposition par les acides incapables d'enlever l'hydrogène à l'acide hydriodique.

2° Les uns sont solubles, les autres insolubles.

Propriétés essentielles. — 1° Mêlés

avec un peu d'empois, et placés dans le voisinage d'une bouteille débouchée contenant de l'eau de chlore, ils se colorent en bleu pourpre; un excès de chlore fait disparaître la couleur; 2° le nitrate d'argent les précipite en blanc; il se forme un iodure d'argent insoluble dans l'eau, dans les acides et dans l'ammoniaque : le chlorure d'argent est soluble dans l'ammoniaque.

Préparation. — 1° On peut les préparer tous en combinant l'acide avec l'oxide; 2° cependant, ceux 1° de potasse, 2° de soude s'obtiennent en mettant l'un et l'autre de ces alcalis, dissous dans l'eau, sur l'iode; il se forme deux sels : 1° un hydriodate, 2° et un iodate : l'eau a été décomposée comme on le voit; on sépare le dernier sel du premier au moyen de l'alcohol; l'action doit être soutenue par un peu de cha-

leur. Aussi, en traitant les hydro-sulfates de ces bases avec l'iode : du soufre est précipité. On fait la réunion en de justes rapports.

Des hydro-phtorates (hydro-fluates).

1° On les considère comme des phtorures qui ont décomposé l'eau et sont passés à l'état d'hydro-phtorates.

Propriétés essentielles. — Les hydrophtorates sont décomposés par les acides sulfurique, hydro-chlorique et hydrobromique; le gaz acide hydro-phtorique se dégage sous la forme de vapeurs blanches, dont on essaie l'action corrodante sur le verre; convertis en phtorures ils sont décomposés à chaud par les métaux réduits : le métal du phtorure est séparé à l'état d'oxide. La même décomposition a lieu par la pile voltaïque: l'oxide se dirige vers le pôle négatif et

le principe phtorique se combine avec le fil qui prolonge le pôle positif. Les phtorures incolores réfractent la lumière à l'égal de l'eau, ce qui fait qu'on ne peut les apercevoir lorsqu'ils sont placés dans ce liquide.

Des hydro-sulfates (hydro-sulfures).

1° Le calorique les décompose tous : l'hydrogène est expulsé et il reste un sulfure d'oxide, ou il réduit l'oxide et il se forme un sulfure de métal. L'application de la chaleur doit être successive.

2° Ils sont insolubles dans l'eau, excepté ceux 1° de baryte, 2° de strontiane, 3° de chaux, 4° de magnésie, 5° de potasse, 6° de soude, 7° de lithe, 8° d'ammoniaque.

Propriétés essentielles. — 1° Le chlore décompose ceux qui sont solubles dans

l'eau, et ceux insolubles récemment préparés; il s'empare de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique pour former de l'acide hydro-chlorique et le soufre se sépare; un hydro-chlorate ou un chlorure est produit; 2° l'air atmosphérique les décompose aussi; l'oxigène de l'air se combine avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique pour former de l'eau; le soufre prédomine alors et le sel est transformé en hydro-sulfite ou sous-hydro-sulfate sulfuré, jaune, soluble; plus tard, en hypo-sulfite, et, à la fin, il se forme un sous-hypo-sulfate ou un sulfate, incolores, le tout suivant que l'hydro-sulfate est neutre ou acide; 3° les acides décomposent plus ou moins complètement les hydro-sulfates solubles, s'emparent de la base et mettent à nu le gaz acide hydro-sulfurique, qui se dégage; il ne se précipite point de soufre, comme cela a lieu pour les

hydro-sulfates sulfurés, et les sulfures hydrogénés, qui sont avec excès de soufre à la formation de l'acide hydro-sulfurique.

Préparation. — Ceux qui sont solubles se préparent en faisant passer de l'acide hydro-sulfurique à travers la dissolution de leurs bases; il se forme des hydro-sulfates qu'on conserve liquides, ou qu'on fait cristalliser lorsqu'ils sont susceptibles de cristallisation. Les autres se préparent par la voie directe et en introduisant le gaz acide hydro-sulfurique dans leur dissolution ou par celle des doubles décompositions, en versant un hydro-sulfate soluble dans une dissolution saline de l'un ou de l'autre de ces métaux. Les hydro-sulfates insolubles, ainsi formés, sont décomposables par les acides forts. Ceux produits par l'acide hydro-sulfurique réagissant

sur les sels de leurs oxides ne le sont pas, du moins quelque temps après leur formation. Les hydro-sulfates des métaux forts sont aussi obtenus en arrosant d'eau leurs proto-sulfures : l'oxigène de l'eau oxide le métal et l'hydrogène acidifie le soufre ; les acides en dégagent l'acide hydro-sulfurique. On considère aujourd'hui les hydro-sulfates comme étant des sulfures hydratés de métaux réduits.

2° CORPS SIMPLES PONDÉRÉS MÉTALLIQUES.

Métaux de la deuxième classe, que l'oxigène peut transformer en oxides alcalins.

Ils sont au nombre de sept : 1° le magnésium, 2° le calcium, 3° le strontium, 4° le barium, 5° le lithium, 6° le sodium, et 7° le potassium.

Alcalis.

L'un d'eux est gazeux, les autres sont

solides. Ils sont au nombre de huit : 1° la magnésie, 2° la chaux, 3° la baryte, 4° la strontiane, 5° la lithe, 6° la soude, 7° la potasse, 8° et l'ammoniaque. Ils jouissent des propriétés suivantes : 1° tous, hors la magnésie, verdissent le sirop de violettes; 2° ils brunissent la couleur jaune de curcuma; 3° ils ramènent tous au bleu le tournesol rougi par un acide; 4° ils s'unissent aux acides dont ils détruisent en tout ou en partie les caractères; 5° ils forment tous des sels solubles et cristallisables avec l'acide hydro-sulfurique; 6° ils s'emparent complètement ou presque complètement des acides des sels des quatre dernières sections. Les trois derniers se saturent complètement d'acide carbonique, les autres s'en saturent seulement en sous-carbonates.

Les alcalis ne sont pas tous des oxides; exemple, l'ammoniaque. La

chimie végétale fournit beaucoup de faux alcalis, tels que la morphine, la strychnine, etc. Plusieurs d'entre eux se combinent avec l'oxigène et forment des peroxides ou des hyperoxides.

7° Les alcalis en contact avec l'air atmosphérique, en absorbent l'acide carbonique et passent à l'état de sous-carbonates, les deux avant-derniers, à celui de sous-carbonato-carbonates. L'eau favorise cette absorption.

Caractères qui font distinguer les alcalis les uns des autres, ainsi que les sels dont ils sont la base.

1° La magnésie, 2° la chaux, 3° la baryte, 4° la strontiane, 5° la lithe et leurs sels précipitent en blanc soit par l'acide carbonique, soit par les sous-carbonates solubles.

1° La chaux, 2° la strontiane, 3° la baryte et leurs sels solubles sont précipités en sels insolubles 1° par l'acide

phosphorique, 2° et par les phosphates solubles.

1° La magnésie n'est pas précipitée par les mêmes réactifs, 2° la lithe l'est en un sel très-peu soluble.

1° La magnésie, 2° la lithe et leurs sels ne précipitent pas 1° par l'acide sulfurique, 2° et les sulfates solubles. 3° Les sels de chaux précipitent par les mêmes réactifs en un sel très-peu soluble.

2° La chaux, la magnésie et leurs sels précipitent en blanc : 1° par l'acide oxalique, 2° par les oxalates solubles.

La lithe ainsi que ses sels ne précipite pas par ces réactifs.

1° La baryte, 2° la strontiane et leurs sels en solution concentrée précipitent en blanc 1° par l'acide sulfurique, 2° par les sulfates solubles.

2° La baryte et ses sels en solution très-étendue sont toujours troublés par ces

derniers réactifs. La strontiane et ses sels en solution très-étendue (1536 parties d'eau dissolvent 1 partie de sulfate de strontiane) ne sont pas troublés par ces mêmes réactifs.

3° La baryte donne avec l'acide hydro-chlorique un sel soluble dans l'alcohol, et dont il ne change pas la couleur de la flamme. La strontiane donne avec l'acide hydro-chlorique un sel soluble dans l'alcohol et dont la couleur de la flamme est changée en pourpre. Les autres sels de baryte et de strontiane solubles dans l'alcohol offrent la même différence sous le rapport de la coloration de la flamme de ce liquide.

1° La potasse, 2° la soude, 3° l'ammoniaque et leurs sels ne précipitent pas 1° avec l'acide carbonique, 2° et avec les sous-carbonates solubles respectivement plus faibles.

1° La potasse, 2° l'ammoniaque et

leurs sels précipitent en *jaune-serin*, l'hydro-chlorate de platine. La soude et ses sels ne le précipitent pas.

2° La potasse et la soude ainsi que leurs sels, triturés avec de la chaux, ne dégagent pas d'ammoniaque.

3° Les sels d'ammoniaque, triturés avec de la chaux, dégagent de l'ammoniaque.

4° La potasse et ses sels, traités avec un excès d'acide tartarique dissous dans l'alcohol, précipitent en un sel blanc qui est de la crême de tartre. La soude et ses sels ne précipitent pas par le même acide.

De la magnésie (oxide de magnésium).

Propriétés.—Elle est blanche, douce au toucher, légère, insipide, et insoluble dans l'eau; on la trouve abondamment dans la nature, surtout unie aux acides sulfurique et carbonique.

Usages. — C'est un saturant ou absorbant des acides et un anti-calculeux; elle peut purger.

Préparation. — On fait bouillir ensemble et dans beaucoup d'eau : 1° du sulfate de magnésie, 2° du sous-carbonate de soude récemment calciné; il se forme un sulfate de soude soluble et un hydrato-sous-carbonate de magnésie insoluble, qu'après l'avoir ablué on recueille sur le filtre et qu'on calcine pour en dégager l'acide carbonique afin d'avoir ce qu'on appelle la magnésie calcinée ou pure; dans cet état elle entre en ignition par son mélange avec l'acide sulfurique fumant.

Sous-chlorure et chlorure de magnésie.

On prend 1° hydrate de magnésie, 2° peroxide de manganèse, 3° acide hydro-chlorique. On échauffe légère-

ment le mélange des deux derniers corps et on fait arriver le gaz qui se dégage à la surface du premier. Le sous-carbonate de magnésie n'absorbe le chlore qu'autant qu'il contient un excès d'hydrate. Le chlorure de magnésie comme celui de chaux n'a point d'existence indépendante de l'eau ou d'un excès de magnésie. L'eau le partage en hydrato-chlorure et en magnésie. L'acide carbonique décompose l'un et l'autre chlorure : le chlore se dégage et du sous-carbonate de magnésie est formé.

Usages.—Comme désinfectans et décolorans ; ils avivent les impressions sur coton.

Sels de magnésie.

Les principaux sont : 1° le sous-carbonate de magnésie, 2° et le sulfate de magnésie.

1° Sous-carbonate de magnésie (magnésie effervescente).

Historique. — Ce sel, obtenu par l'art, sert à préparer la magnésie brûlée; il se trouve dans la nature et porte le nom de magnésite.

Propriétés. — Il est d'un blanc de neige et très-léger; il jouit des propriétés des sous-carbonates. Sa préparation est indiquée à l'article Magnésie.

2° Sulfate de magnésie (sel d'Epsom, sel anglais, sel cathartique amer, sel de Seidschutz et de Sedlitz).

Historique. — Il se trouve dans les eaux de la mer et dans plusieurs eaux de source. On le prépare avec le schiste talceux qu'on trouve dans les environs de Nizza.

Propriétés. — Ses cristaux, bien dé-

purés d'hydro-chlorate de magnésie, sont gros, blancs, salins, amers et légèrement efflorescens; ils sont très-solubles dans l'eau; le sulfate de Nizza ne contient point d'hydro-chlorate. Comme sulfate il a les propriétés des sulfates, et, comme sel de magnésie, celles des sels de magnésie.

Usages. — C'est un purgatif excellent qui est en même temps fébrifuge.

Préparation. — On fait calciner le sel du commerce à un feu rouge; cette calcination a pour but de décomposer l'hydro-chlorate; on fait dissoudre le résidu dans l'eau chaude et on fait cristalliser.

De la chaux (protoxide de calcium).

Historique. — Elle ne se trouve jamais dans la nature à l'état de pureté. On la rencontre en très-grande abondance

unie aux acides sulfurique et carbonique.

Propriétés. — Privée d'eau (anhydre), elle est d'un blanc grisâtre : elle est soluble dans l'eau à $10° + 0°$; moins soluble dans ce liquide à $100° + 0°$; à cette température la chaux dissoute se prend en flocons. Elle demande pour sa solution 450 parties d'eau.

La chaux absorbe l'eau dont on l'arrose, avec élévation de température et dégagement de vapeurs. Comme elle a une très-grande affinité pour l'eau solide, elle en solidifie une partie qui, par conséquent, laisse dégager le calorique qui la tenait liquide; ce calorique, en se dégageant pour permettre aux particules de l'eau de passer à l'état solide, gazéifie l'autre partie d'eau liquide en élevant sa température. A l'air et surtout dans les lieux habités, elle absorbe

l'acide carbonique en même temps que l'eau et se constitue en hydrato-sous-carbonate; elle absorbe aussi l'oxigène de l'air.

La chaux qui a absorbé de l'eau se fendille, se gonfle et se réduit en poudre, c'est ce qu'on appelle chaux délitée ou éteinte, hydrate de chaux; si on la fait alors dissoudre dans l'eau à $10^\circ + 0^\circ$, on a de l'eau de chaux, qu'on distingue en première, seconde et troisième, suivant l'ordre des extractions. La chaux la plus pure n'est jamais que très-partiellement soluble dans l'eau. L'eau de chaux étant concentrée dans le vide, dépose des cristaux d'hydrate. Le peroxide d'eau précipite d'avec l'eau de chaux de l'hydrate de peroxide de chaux. L'hydrate de chaux est décomposable par la chaleur; ceux de potasse, de soude, de baryte et de strontiane ne le sont pas.

Empoisonnement. — On soumet la

chaux à l'action des réactifs. Si elle existait dans les matières vomies, ou dans celles demeurées dans les voies digestives, et si les réactifs avaient échoué, on dessécherait alors ces mêmes matières pour les calciner dans un creuset. Les substances végétales et animales se trouveront détruites, et la chaux resterait au fond du creuset, mêlée à du charbon; on traiterait ce résidu par de l'eau distillée qui ne dissoudrait que la chaux.

Usages. — L'eau de chaux est un anti-graveleux et un styptique; elle sert de réactif pour l'acide carbonique.

Préparation. — On échauffe dans un creuset du marbre blanc (carbonate de chaux), mieux du nitrate de chaux : le gaz acide carbonique se dégage, et l'acide nitrique se décompose; on obtient la chaux pure.

Chlorure de chaux.

Il est toujours liquide et répand sans cesse une odeur de chlore, qui est dégagé par l'acide carbonique de l'air et des poumons. Tous les acides le décomposent. On l'obtient en décomposant par beaucoup d'eau le sous-chlorure de chaux : de la chaux faiblement chargée de chlore se sépare et du chlorure saturé est pris en solution. Certains corps enlèvent le chlore à la chaux, tandis que d'autres lui enlèvent l'oxigène; dans le dernier cas, de l'hydrochlorate de chaux est formé.

Usages. — Comme désinfectant, déféquant et décolorant. En médecine comme anti-septique et anti-gangreneux.

Sous-chlorure de chaux.

D'un blanc grisâtre, ayant un aspect

mouillé, sentant le chlore, insoluble dans l'eau, mais décomposable par ce liquide en chaux et en chlorure saturé, liquide, inconcrescible. L'acide carbonique en dégage du chlore comme du précédent.

Usages. — Les mêmes que ceux du chlorure saturé. On le place dans les chambres des malades et dans les lieux infectés de miasmes, pour procurer un dégagement lent et continuel de chlore.

Préparation. — On remplit aux trois quarts un bocal à goulot, d'hydrate sec de chaux, et on fait dégager à sa surface, du chlore ; il se fait une coloration en gris-blanc, et une humectation, qui se propagent du haut en bas. On cesse l'introduction du chlore quand la coloration et l'humectation ont pénétré jusqu'au fond du vase. On estime la force des deux chlorures en essayant leur

réaction décolorante sur la solution de l'indigo dans l'acide sulfurique. La chaleur les décompose en oxigène dégagé et en chlorure de calcium ; l'acide hydro-sulfurique en hydro-chlorate et soufre ou hydro-sulfate.

Empoisonnement. — 1° Comme contenant du chlore il décolore la solution d'indigo ; 2° comme contenant de la chaux il verdit le sirop de violettes et précipite par l'oxalate et le phosphate de soude.

Sels de chaux.

1° Sous-carbonate de chaux (craie), 2° hydro-chlorate de chaux, 3° sous-phosphate de chaux (phosphate avec excès de base), 4° sur-phosphate de chaux (phosphate acide), 5° sulfate de chaux (plâtre, gypse, sélénite). Le dernier est inusité hors des laboratoires où on l'emploie comme lut.

1° Sous-carbonate de chaux.

Historique. — Il existe abondamment dans la nature où il forme les terres calcaires, les marbres, les coquilles et autres substances; il fait partie des marnes.

Propriétés. — Il se dissout dans les acides avec une effervescence produite par le dégagement de l'acide carbonique; à une chaleur rouge l'acide carbonique se dégage et la chaux reste libre. L'eau chargée d'acide carbonique le prend en solution; il se trouve ainsi dissous dans les eaux des sources.

Préparation. — On prend 1° hydrochlorate de chaux, 2° sous-carbonate de potasse. On précipite la dissolution très-diluée du premier sel par la dissolution, également très-affaiblie, du second; on lave le précipité et on le fait

sécher. On a un produit très-blanc de la précipitation du bi-sous-hydro-chlorate de chaux en dissolution affaiblie, par le gaz acide carbonique.

Usages. — Comme absorbant des acides qui se rencontrent dans les premières voies. On l'emploie à la préparation du sous-carbonate d'ammoniaque et de l'acide carbonique; il fait partie des poudres aux dents.

2° Hydro-chlorate de chaux.

Historique. — Il se trouve dans l'eau de mer et dans celle de plusieurs sources.

Propriétés. — Ses cristaux sont longs, gros, et transparens comme la glace; ils se forment sous un large contact avec l'air, malgré qu'ils attirent puissamment l'eau de ce fluide. A l'état d'hydrate ce sel excite un froid très-intense étant mêlé

avcc la ncige. Privé d'eau, il développe avec l'eau dont on lc mouille une chaleur qui peut monter jusqu'au rouge; il absorbe le gaz ammoniacal, se tuméfie et tombe en poudre; l'alcali absorbé serait suffisant pour saturer l'acide du chlorure, si celui-ci était converti en hydro-chlorate.

Usages. — Il est employé à l'extérieur et à l'intérieur comme fondant dans les engorgemens lymphatiques. Privé d'eau jusqu'à l'état de chlorure, on l'emploie pour dessécher les gaz insolubles dans l'eau, pour fortifier l'alcohol et pour enlever ce liquide à l'éther. Il luit dans l'obscurité et porte le nom de pyrophore d'Homberg.

Préparation. — On sature la chaux par l'acide hydro-chlorique et l'on essaie, par l'acide carbonique, s'il ne contient pas d'excès de chaux, que cet acide for-

merait en sous-carbonate insoluble. On rapproche et on fait cristalliser, ou bien on fond à une chaleur modérée et on coule sur une pierre; à un feu plus fort il se tuméfie, perd son eau et ne se fond plus qu'à une chaleur rouge; c'est le chlorure. On le recueille abondamment dans les laboratoires et les pharmacies comme produit concomitant de la préparation de l'ammoniaque caustique et du sous-carbonate de cet alcali, par la chaux et la craie. Il cristallise avec un double exces de chaux et aussi avec l'alcohol. Le sous-sel, se formant dans un grand excès de chaux vive et dans une opération faite avec quelques livres de matière, se concrète en énormes prismes croisés, blancs, opaques, qui à l'air se résolvent en sous-carbonate de chaux et en hydro-chlorate liquide du même alcali.

3° Phosphate de chaux.

Historique. — Il existe avec un excès de base dans les os de tous les animaux : en rapport un peu différent il forme dans le règne minéral trois fossiles cristallisés.

Préparation. — On fait brûler à l'air libre et au milieu de charbons des os recens. Ils se dépouillent de gélatine et restent blancs. Brûlés hors du contact de l'air ils seraient noirs et formeraient le charbon animal brut.

Usages. — Il constitue à lui seul la corne de cerf brûlée, qui sert à préparer la décoction blanche de Sydenham, et entre dans la composition des poudres dentifrices.

4° Sur-phosphaté de chaux.

Il est le produit de l'art, déliquescent,

et cristallisant en lames micacées ; échauffé au rouge il se vitrifie et devient insoluble dans l'eau. Il se combine avec l'hydro-chlorate de chaux en un sel très-bien cristallisé ; il sert à préparer le phosphore.

On l'obtient en traitant les os calcinés avec un sous-rapport d'acide sulfurique, ou en dissolvant le phosphate dans son propre acide.

Baryte (protoxide de barium, terre pesante).

Historique. — Elle ne se trouve pas pure à l'état natif, mais unie à l'acide sulfurique ou à l'acide carbonique.

Propriétés. — Elle est grise, caustique, absorbe l'humidité de l'air, augmente de volume et se réduit en poudre blanche : elle cristallise en deux rapports différens avec l'eau ; elle est très-soluble dans ce liquide ; elle précipite avec l'acide sulfurique et les sels de cet

acide ; il se dépose un sulfate, lourd, blanc, insoluble ; l'acide carbonique et les sous-carbonates solubles précipitent également en blanc (sous-carbonate de baryte) la baryte dissoute dans l'eau. Apposée sur le tissu cellulaire, elle est absorbée, agit sur les nerfs et donne la mort.

Empoisonnement. — 1° On la traite d'abord avec les réactifs, soit qu'elle se trouve dans un liquide pur, ou des liquides vomis, ou contenus dans le canal digestif. Le précipité qu'on obtient est traité par du flux noir dans un creuset pour la convertir en oxide de barium, qu'on sépare du charbon au moyen de l'eau distillée, qui la dissout sans agir sur le charbon.

2° Si les réactifs échouent, on la cherche alors dans les solides : voici les cas qui peuvent se présenter : 1° ou la

baryte a été transformée en sulfate insoluble au moyen des sulfates contenus dans le liquide, ou de ceux qu'on a administrés au malade pour combattre l'empoisonnement; 2° ou elle a été transformée en sous-carbonate de baryte, soit par les sous-carbonates solubles du liquide qui lui a servi d'excipient, soit par l'acide carbonique de l'air; 3° ou la baryte s'est combinée avec les matières solides contenues dans l'estomac, ou avec les tissus du canal digestif. Dans ce dernier cas, on calcine les substances dans un creuset, et on obtient, 1° du sous-carbonate de baryte, 2° ou un sulfure de baryte provenant de la décomposition du sulfate de baryte par le charbon; on le reconnaît à l'odeur d'œufs pourris du gaz acide hydro-sulfurique qui se dégage quand on y verse un acide.

Usages. — Elle n'est employée que

dans les laboratoires. Le peroxide de baryte qu'on obtient en échauffant de l'oxide de barium dans une atmosphère de gaz oxigène est employé à la préparation du peroxide d'hydrogène.

Préparation. — On fait rougir dans un creuset du nitrate de baryte : l'acide nitrique du nitrate se décompose, et la baryte reste unie à plus ou moins d'oxigène, que par l'eau on peut en séparer: on évapore la solution jusqu'à siccité et fusion, ou on fait cristalliser. On évite le contact de l'air, qui autour des feux contient toujours beaucoup d'acide carbonique. On la conserve à l'abri de l'air.

Sels de baryte.

1° Sous-carbonate de baryte; 2° hydrochlorate de baryte, 3° sulfate de baryte, 4° nitrate de baryte.

1° Sous-carbonate de baryte.

Il est artificiel ou natif. Celui-ci porte le nom de witherite. On l'obtient par l'art en traitant à la fusion ou par la voie humide et avec très-peu d'eau, de la potasse du commerce et du spath réduit en poudre fine. On lave le produit jusqu'à ce que l'eau d'ablution ne blanchisse plus avec l'hydro-chlorate de baryte. On l'emploie à composer les autres sels de baryte. C'est un poison, qui n'est pas employé en médecine. Si on devait en constater la présence dans un cas d'empoisonnement, on le reconnaîtrait à ses propriétés comme sous-carbonate d'abord, ensuite comme sel de baryte.

2° Hydro-chlorate de baryte.

On le prépare en dissolvant le sous-carbonate dans l'acide hydro-chlorique et en faisant cristalliser le sel. On peut

aussi, à une chaleur de fusion rouge, traiter le spath pesant avec du chlorure de chaux ou de potasse : on lessive successivement et avec peu d'eau pour enlever le chlorure de baryte et laisser intact le sulfate, soit de chaux, soit de potasse. L'hydro-chlorate de baryte est employé comme réactif de l'acide sulfurique et des sulfates. C'est un poison; on l'administre en médecine comme fondant et anti-scrophuleux. Ses propriétés sont celles des hydro-chlorates et des sels de baryte.

3° Sulfate de baryte.

Il se trouve abondamment, et le plus souvent cristallisé, dans la nature; il porte le nom de spath pesant et de baryte sulfatée. Il est très-pesant et insoluble dans l'eau, mais soluble par l'ébullition dans l'acide sulfurique concentré; le sulfate cristallise par le re-

froidissement. Il est fusible à un grand feu. Le sous-carbonate de potasse le décompose en sous-carbonate de baryte et en sulfate de potasse : ce dernier doit pouvoir se concréter si l'on veut que l'opération réussisse.

Usages. — On extrait du sulfate de baryte le sous-carbonate de baryte, qui, étant rougi au blanc avec du soufre, fournit le pyrophore de Canton. Il sert à la préparation de la plupart des sels de baryte en usage en médecine et dans les laboratoires.

4° Nitrate de baryte.

On l'obtient en traitant à la fusion le sulfate de baryte avec le nitrate de potasse; on pulvérise la fonte et on la lessive avec peu d'eau chaude à la fois pour ne dissoudre que le nitrate. On évapore la solution à siccité ou on fait

cristalliser le sel. On peut au nitrate de potasse substituer le nitrate de chaux, et également faire une combinaison immédiate avec le sous-carbonate de barytc et l'acide nitrique.

Usages. — Il est employé comme réactif et pour fournir, par sa décomposition au feu, l'oxide de barium anhydre, et la baryte caustique, hydratée et dissoute.

Strontiane (protoxide de strontium).

Historique. — On la trouve dans la nature combinée avec les acides sulfurique et carbonique sous les noms de cœlestine et strontianite.

Propriétés. — Elle est d'un blanc grisâtre, infusible, caustique, cristallisable avec l'eau, dans laquelle elle est très-soluble, surtout à chaud; à l'état d'hydrate elle est fusible; ceux de ses

sels qui sont solubles dans l'alcohol, communiquent à la flamme de ce liquide une couleur rouge : elle diffère de la baryte par une plus grande capacité de saturation et par l'insolubilité de son nitrate dans l'alcohol et la solubilité de son hydro-chlorate dans le même liquide.

Préparation. — On décompose à un feu rouge le nitrate de strontiane : l'acide nitrique se décompose et il reste de l'oxide de strontium uni à de l'oxigène, que par l'eau on peut en expulser.

Sels de strontiane.

1° Sous-carbonate de strontiane, 2° nitrate de strontiane, 3° sulfate de strontiane.

1° Sous-carbonate de strontiane.

Il est obtenu en décomposant le sulfate natif de strontiane par le sous-car-

bonate de potasse. Seul il est employé à la préparation des autres sels de strontiane. Il n'est pas décomposé par le feu.

2° Nitrate de strontiane.

Il peut exister avec et sans eau de cristallisation; sa saveur est amère et piquante; il est insoluble dans l'alcohol absolu, mais soluble dans l'alcohol ordinaire; il communique une couleur rouge à la flamme de l'alcohol qui le tient en solution et également à la flamme d'une chandelle dont la mèche a été frottée avec lui; il n'est pas précipité par le fluate de silice, qui précipite avec les sels de baryte; mêlé avec du soufre, du sulfure d'antimoine et du chlorite de potasse, il forme le feu rouge des théâtres. C'est de ce sel décomposé par le calorique qu'on retire l'oxide de strontium exempt d'acide carbonique et d'eau.

3° Sulfate de strontiane.

Le sulfate de strontiane se trouve dans la nature. Il n'est jamais formé à dessein et par l'art; on en extrait le sous-carbonate, le nitrate et l'hydro-chlorate en le liquéfiant au feu soit avec le sous-carbonate de potasse, soit avec le nitrate ou l'hydro-chlorate de chaux, et mieux encore de baryte; ou en le traitant avec ces mêmes sels et un peu d'eau à une chaleur modérée; il est fusible à une forte chaleur. Le sulfate natif se rencontre souvent en gros et beaux cristaux.

Lithe (oxide de lithium).

Historique. — Découvert en 1818 par Arfwedson. Il se trouve dans le pétalite et le spodumêne.

Caractères. — Cristallin, n'attirant point l'humidité de l'air, peu soluble

dans l'eau et néanmoins d'une saveur alcaline. Sa capacité de saturation est considérable; elle est égale à celle de l'ammoniaque.

Caractères essentiels. — A l'instar de la potasse, le lithe attaque fortement le platine. Son sous-carbonate et son phosphate sont à peine solubles dans l'eau et sont fusibles au feu. Son nitrate et son hydro-chlorate sont au contraire déliquescens. Le sulfate de lithe est persistant à l'air.

Les sels de lithe sont en général aisément fusibles au feu. Ceux qui sont solubles communiquent à la flamme de l'alcohol une belle couleur rouge-pourpre.

Potasse caustique (deutoxide de potassium hydraté).

On distingue trois espèces de potasse: 1° potasse faite à l'alcohol (potasse pure

contenant un peu d'alcohol); 2° potasse à la chaux (pierre à cautère, potasse ne contenant pas de chaux, mais toujours de l'acide carbonique et de la silice); 3° potasse du commerce (sous-carbonate de potasse plus ou moins impur, quelquefois aux deux tiers caustique, et alors fondu).

Potasse à l'alcohol.

Elle est d'une couleur blanche, très-caustique. C'est un hydrate.

Préparation. — On fait déflagrer un mélange de nitrate de potasse et de tartrate acide de potasse (crême de tartre); il y a un résidu blanc de sous-carbonate de potasse qu'on fait bouillir avec de la chaux vive diluée d'eau : il se forme un sous-carbonate de chaux insoluble, et la potasse reste dissoute. On décante ou on passe par une toile pour séparer

le sous-carbonate de chaux ; on évapore la dissolution de potasse à siccité et on traite par l'alcohol, qui ne dissout que la potasse caustique pure ; on fait ensuite évaporer cette dissolution qui perd alors l'alcohol qu'elle contient ; la potasse fond ; ainsi fondue, on la coule pour la renfermer dans des flacons bouchés à l'émeri.

Potasse à la chaux.

Elle est formée : 1° de potasse pure, 2° d'un peu de sous-carbonate, 3° de silice.

Préparation. — On fait bouillir de la chaux éteinte, et diluée dans l'eau, avec la potasse du commerce dépurée ; il se forme, comme précédemment, un *sous-carbonate de chaux* insoluble qu'on recueille sur le filtre, et la potasse à la chaux reste dans la dissolution ; on l'évapore pour la couler après l'avoir

fondue. Il vaut mieux de broyer à sec la chaux avec le sous-carbonate, d'échauffer modérément et de lessiver : le contact est plus intime et l'acide carbonique est par là plus complètement enlevé.

L'oxide de potassium cristallise en association avec l'eau ; ses cristaux excitent un froid très-intense avec la neige; il cristallise aussi avec l'alcohol.

Empoisonnement. — 1° Le liquide filtré verdit le sirop de violettes ; donc il contient un alcali; 2° il n'a point d'odeur ammoniacale, donc il ne renferme point d'ammoniaque ; 3° l'acide carbonique ne le précipite point en blanc, donc ce n'est ni de la magnésie, de la chaux, de la baryte, ni de la strontiane ; 4° il précipite en jaune-serin par l'hydro-chlorate de platine ; 5° il forme de la crême de tartre avec

un excès d'acide tartarique, donc il contient de la potasse.

Usages. — La potasse caustique fondue et coulée en cylindres minces se nomme *pierre à cautère.*

L'oxide de potassium, anhydre, gris, et obtenu de la décomposition du nitrate de potasse, étant chauffé dans une atmosphère de gaz oxigène, absorbe le double de son contenu en ce principe et forme un hyper-peroxide jaune cristallisé. L'hydrate du même alcali, traité à la distillation avec du deutoxide de mercure, donne du peroxide, de l'eau et du mercure réduit ou du protoxide de mercure, suivant le rapport du deutoxide employé. Ce peroxide est également jaune et cristallisé. L'un et l'autre sont immédiatement décomposés par l'eau.

Sulfure de potassium (foie de soufre réduit).

Propriétés. — Il est brun, dur, caustique et amer; il est sans odeur à l'état sec et d'une odeur fétide à l'état humide; il décompose l'eau : l'oxigène de l'eau se porte sur le potassium pour former de l'oxide de potassium et l'hydrogène se joint au soufre pour former de l'acide hydro-sulfurique, qui se combine avec la potasse pour former un hydro-sulfate de potasse. Il peut se combiner avec l'acide hydro-sulfurique et former un sur-sulfure hydrogéné de métal réduit; il y a des sulfures de potassium sous-oxidé et oxidé, lesquels prennent en combinaison différens rapports, tous définis, de soufre. L'eau les change en hydro-sulfate et hypo-sulfite, ou en hydro-sulfite et sous-hypo-sulfite de potasse, unis entre eux. Les acides font blanchir leurs solutions en vertu d'une

précipitation de soufre (lait et magistère de soufre). L'acide carbonique ne les décompose qu'en partie ; aussi le soufre ne chasse-t-il l'acide carbonique du sous-carbonate de potasse que dans le rapport qu'il enlève la moitié de l'oxigène à l'oxide de ce sel.

Empoisonnement. — Il jaunit avec l'eau, qu'il décompose; si on verse dans cette eau, jaunie par lui, de l'acide nitrique, il se dégage du gaz acide hydro-sulfurique, facile à reconnaître à son odeur d'œufs pourris; l'acide nitrique s'empare de la potasse et met l'acide hydro-sulfurique à nu.

Pour reconnaître une dissolution très-étendue de foie de soufre, on l'expose à l'air; elle se trouble, l'oxigène de l'air se porte sur l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique pour former de l'eau; le soufre prédomine dans l'hydro-sul-

fate, qui est alors transformé en hydrosulfate sulfuré de potasse, et en soufre rendu insoluble, donnant à la dissolution une couleur lactescente : ce corps donne la mort de deux manières : 1° instantanément ou par asphyxie; 2° ou par l'inflammation des tissus qu'il touche. Les acides de l'estomac le dégagent quand il asphyxie. Ce n'est point un contre-poison des préparations de cuivre, de plomb, d'arsenic, qu'il décompose très-bien, mais il donne lieu à un produit qui n'est pas moins vénéneux.

Usages. — Il est sudorifique, antipsorique; on l'a employé dans le croup; on le met dans les bains qu'on nomme sulfureux.

Préparation. — On prend 1° du soufre pulvérisé, 2° du potassium; on liquéfie au feu. Les sulfures à protoxide ou sous-protoxide se font de même, mais

avec de l'hydrate ou du sous-carbonate de potasse et du soufre ; l'eau est aisément expulsée et le sulfure se forme à protoxide : l'acide carbonique ne quitte la potasse que dans le rapport que celle-ci se sous-protoxide ; du sulfate est alors produit. Ceux au *maximum* de soufre servent à faire le *soufre précipité* dit *magistère de soufre.*

Carbonato-chlorure de potasse liquide (eau de javelle).

Empoisonnement. — Ce corps est peu vénéneux ; il faudrait en administrer beaucoup pour obtenir un résultat fâcheux ; on le reconnaîtra aux caractères suivans : 1° comme contenant du chlore, il décolore le sulfate d'indigo, 2° comme contenant de la potasse, il précipite en *jaune-serin* par l'hydrochlorate de platine, 3° comme contenant de l'acide carbonique, il précipite

les sels de chaux solubles : du sous-carbonate de chaux est déposé.

Préparation. — 1° Si on fait arriver du chlore dans une dissolution de sous-carbonate de potasse très-étendue, on obtient le carbonato-chlorure de potasse. En ajoutant à ce composé du sulfate de soude, on a du carbonato-chlorure de cet alcali et du sulfate de potasse.

2° Si la dissolution est concentrée, on obtient deux sels, qui sont 1° un hydro-chlorate de potasse, qui cristallise à mesure qu'il se forme, 2° un chlorite de potasse qui reste dissous. Du carbonate cristallise avant l'hydro-chlorate si la potasse est à l'état de carbonato-sous-carbonate : dans le cas contraire l'acide carbonique est dégagé par les deux acides, chloreux et hydro-chlorique.

Chlorure de potasse.

On l'obtient en saturant de chlore

une solution diluée de potasse caustique : l'acide carbonique en chasse la moitié du chlore et forme de l'eau de javelle ; il est beaucoup plus actif et beaucoup plus vénéneux que le précédent.

Usages. — On se sert des deux pour enlever les taches du linge. On essaie leur force à la solution sulfurique de l'indigo.

Sels de potasse.

1° Sous-carbonate et carbonato-sous-carbonate de potasse (impurs ou purs, potasse du commerce, sel de tartre) ; 2° carbonate de potasse neutre ; 3° sulfate de potasse (sel de duobus, tartre vitriolé, sel polychreste de Glazer, arcanum duplicatum) ; 4° sulfate d'alumine et de potasse (alun) ; 5° chlorite de potasse (muriate sur-oxigéné de potasse) ; 6° nitrate de potasse (nitre, salpêtre) ; 7° hydriodate de potasse, 8° hydro-bromate de potasse.

Sous-carbonate de potasse pur.

Historique. — Il se trouve dans les cendres des plantes uni à la silice et accompagné d'autres sels, surtout de sulfate de potasse.

Propriétés. — Il est très-cristallisable, attirant l'humidité et l'acide carbonique de l'air et tombant en déliquium; il est caustique et a une saveur urineuse. Il verdit le sirop de violettes. A une chaleur rouge la vapeur d'eau le décompose en vertu de la loi qu'au feu les affinités faibles prévalent sur les affinités fortes : l'acide carbonique est expulsé et il se forme un hydrate.

Usages. — Il est apéritif, diurétique et fondant; il est d'un emploi très-fréquent en chimie.

Empoisonnement. — On a recours,

pour le distinguer des autres sels, aux propriétés des sous-carbonates et aux réactifs qui précipitent les sels de potasse, ou leur enlèvent l'alcali.

Préparation. — On chauffe, pour le faire déflagrer, un mélange de nitrate de potasse et de tartrate acide de potasse. On fait dissoudre le résidu dans l'eau, et on évapore jusqu'à siccité et on fait rougir; il reste du sous-carbonate de potasse qui, à la silice près, est pur.

Carbonato-sous-carbonate de potasse (potasse du commerce).

On l'obtient en traitant en grand les cendres par l'eau froide; on filtre et on évapore jusqu'à siccité : on ne fait pas rougir. Il contient encore de la silice, mais moins que le précédent. Il est moins soluble dans l'eau et ainsi plus prompt à cristalliser.

Carbonate de potasse neutre.

Il est le produit de l'art; il est blanc, non déliquescent, cristallisé et non vénéneux. Il contient de l'eau de cristallisation. Il est libre de silice et ne verdit presque pas le sirop de violettes.

Usages. — Il est apéritif, lithontriptique, diurétique, fondant et absorbant ou antiacide.

Préparation. — On fait arriver jusqu'à léger excès, de l'acide carbonique dans une dissolution de carbonato-sous-carbonate convenablement concentrée; on agite, par intervalles, et on laisse concréter le sel : après la première cristallisation on mêle la liqueur résidue avec de l'alcohol, qui s'empare de l'eau et fait précipiter le carbonate. On ne pourrait concentrer par l'évaporation sans que l'acide neutralisant ne s'échappât.

Sulfate de potasse.

Historique. — On le trouve dans les cendres des végétaux, où il se recompose par un procédé pyrophorique qui a lieu entre le sulfure de potasse et le charbon très-divisé, et dans quelques eaux minérales.

Propriétés. — Ses cristaux sont inaltérables à l'air, légèrement amers; ils ne contiennent point d'eau de cristallisation.

Usages. — C'est un purgatif et un fébrifuge.

Préparation. — On l'obtient comme produit accessoire de plusieurs opérations et surtout de la préparation de l'acide nitrique.

Le sulfate de potasse se forme avec excès d'acide en un sel très-bien cristallisé.

Sulfate d'alumine et de potasse.

Historique. — Il existe tout formé dans la pierre d'alun, et, par ses constituans éloignés, dans le schiste alumineux, moins la potasse.

Propriétés. — Ses cristaux sont blancs, douceâtres et styptiques. Ils fondent très-facilement dans l'eau de cristallisation, perdent ensuite cette eau, écument, se boursouflent considérablement, deviennent spongieux, réductibles en poudre impalpable sous les doigts, et prennent le nom d'*alun brûlé*.

Pyrophore d'Homberg. — On prend 1° alun brûlé, 2° et noir de résine calciné. On mêle, on introduit dans une fiole qu'on bouche par un bouchon en craie : on place dans un creuset contenant du sable et on chauffe jusqu'à ce qu'une flamme bleuâtre apparaisse autour du bouchon. C'est du deutoxide de

carbone qui s'échappe. On laisse refroidir. Le produit est d'un brun noirâtre. Avant d'avoir brûlé il consiste en sulfure de sous-protoxide de potassium, en alumine et en charbon spongieux très-léger; exposé à l'air, surtout humide, il prend feu; alors le carbone attire le calorique du gaz oxigène pour devenir incandescent, et le sulfure se combine avec le gaz condensé pour se transformer en sulfate; une partie du charbon se change en acide carbonique. Il reste, outre le sulfate de potasse, l'alumine de l'alun et du charbon qui n'a pas rougi et n'a pas été consumé.

Usages. — C'est un puissant styptique.

Empoisonnement. — Ce sel, comme sulfate, a les propriétés des sulfates. Il précipite en jaune-serin par l'hydrochlorate de platine soluble.

Préparation. — Quand la mine est de la pierre d'alun, qui est du sous-sulfate d'alumine, on la dissout dans l'acide sulfurique et on ajoute du sulfate de potasse, pour former un sel double et rendre le composé aisément cristallisable. Si c'est du schiste alumineux, qui contient du deuto-sulfure de fer et de l'alumine, on fait calciner le minéral et on le laisse s'effleurir à l'air humide. Il se forme en acide sulfurique, assez pour saturer le fer et l'alumine. On décompose le premier sel par la potasse ou le muriate de potasse; ou encore on l'engage avec du sulfate du même alcali, et alors on fait concréter le sulfate de fer à l'état d'hydrate simple, puis on fait cristalliser l'alun.

Chlorite de potasse.

Il détonne étant percuté avec une petite quantité d'un corps aisément in-

flammable : une faible portion de l'oxigène se combine avec le corps inflammable et le reste prend l'état gazeux, d'où la détonation. On l'emploie à la fabrication des briquets oxigénés, qui ne sont formés que d'acide sulfurique, et dans lequel on plonge des allumettes soufrées avec une pâte composée 1° de chlorite de potasse, 2° de soufre, 3° de minium ou de cinabre, 4° de sucre, 5° et de gomme dissoute. Il suffit de plonger l'extrémité de ces allumettes dans de l'acide sulfurique concentré pour qu'elles s'enflamment. Comme cet acide peut s'épancher, on introduit dans une petite bouteille contenant de l'amiante, quelques gouttes de cet acide. Quand on plonge une allumette dans cette bouteille, le chlorite de potasse qui tient à cette allumette est décomposé et transformé en sulfate de potasse; il y a élévation de température, il se

dégage du deutoxide de chlore; une partie d'oxigène dégagé du chlorite de potasse provoque et entretient la combustion du soufre de l'allumette, et il se forme en outre du gaz acide sulfureux. On se sert du même sel comme amorce ou *poudre à percussion*, pour le départ des fusils et des canons.

Nitrate de potasse.

Par sa décomposition au feu, seul ou en mélange avec du peroxide de manganèse, il fournit du gaz oxigène en abondance. Sa préparation a été donnée à l'article *Chlorure de potasse*. Il se forme aisément et en abondance avec le chlore et l'hydrate cristallisé de potasse; le partage du chlorure en chlorite et hydro-chlorate se fait au moment où l'on ajoute l'eau requise pour dissoudre le premier sel, un excès d'eau serait nuisible.

Historique. — On le trouve natif dans la pierre de chaux secondaire et dans d'autres sols. Il paraît aussi à la surface des murs, et on en provoque la formation dans les nitrières artificielles.

Propriétés. — Dans le commerce, il existe en poudre ou cristallisé ; ses cristaux, inaltérables à l'air, sont doués d'une saveur fraîche, piquante et amère; fondu avec un peu de soufre, ce sel forme une masse opaque appelée *sel minéral* ou *de prunelle*. Il fuse sur les charbons ardens, et déflagre à une chaleur rouge avec la plupart des combustibles. Seul et à la même chaleur rouge, il dégage de l'oxigène et passe successivement par les états de nitrite, d'hypo-nitrite, d'hypo-nitrite sous-oxigéné et bi-sous-oxigéné, pour arriver à celui d'hypo-peroxide de potassium. Il entre dans la composition de la poudre

à canon, qui est formée 1° de nitrate de potasse, 2° de soufre, 3° de charbon. La poudre détonante consiste en ce sel, en sous-carbonate de potasse et en soufre.

Empoisonnement. — On étudie ses propriétés, et comme nitrate, et comme sel de potasse.

Usages. — Il est fréquemment employé dans l'ictère et l'ascite ; il est apéritif et diurétique.

Préparation. — On l'extrait des terres qu'on appelle *plâtras*, provenant de la démolition de vieux bâtimens et contenant le nitrate de potasse et d'autres sels, qui sont 1° un nitrate de chaux, 2° un nitrate de magnésie, 3° un hydro-chlorate de chaux, 4° un hydro-chlorate de magnésie, 5° un hydro-chlorate de potasse en union avec du nitrate de soude.

Lixiviation. — On dispose à côté les

uns des autres des tonneaux percés, dans lesquels on met ces *plâtras* et des cendres, qui contiennent 1° un sous-carbonate de potasse, 2° un sulfate de potasse, 3° un hydro-chlorate de potasse solubles; on verse de l'eau sur ce mélange, on la fait bientôt couler en ouvrant le robinet; elle contient une certaine quantité de sels en dissolution; elle porte alors le nom d'*eau de cuite.* On recommence cette opération plusieurs fois sur le même mélange.

Évaporation. — On fait évaporer les eaux de cuite.

Décomposition. — On verse dans la liqueur évaporée, du sulfate de potasse, qui transforme le nitrate et l'hydrochlorate de chaux, en nitrate et hydrochlorate de potasse, et en sulfate de chaux.

On précipite ensuite la magnésie du

nitrate et de l'hydro-chlorate avec une dissolution concentrée de potasse du commerce. La dissolution contient alors 1° le nitrate de potasse du plâtras, 2° l'hydro-chlorate de potasse formé aux dépens de l'hydro-chlorate de magnésie, 3° l'hydro-chlorate de soude du plâtras, 4° un peu de sulfate de chaux.

On chauffe cette dissolution, qu'on fait évaporer : 1° le sulfate de chaux, 2° beaucoup d'hydro-chlorate de soude se déposent : cette dissolution cristallise par le refroidissement; on lave le sel avec l'*eau de cuite*, après avoir décanté l'eau-mère, et on le livre dans le commerce sous le nom, 1° de salpêtre brut, 2° et de nitre de première cuite. Ce sel contient 1° beaucoup de nitrate de potasse, 2° un peu d'hydro-chlorate de soude et de potasse, 3° des sels de chaux et de magnésie déliquescens.

Raffinage. — On fait bouillir le nitre *brut* avec de l'eau ; le nitrate de potasse et les sels déliquescens, beaucoup plus solubles que les hydro-chlorates de potasse et de soude, se dissolvent, tandis que ceux-ci se précipitent presqu'en totalité ; on clarifie la liqueur après l'avoir filtrée : elle cristallise par le refroidissement; on obtient une poudre cristalline, contenant 1° le nitre, 2° et les sels déliquescens. On purifie les cristaux en les lavant avec de l'eau saturée de nitrate de potasse qui dissout les sels étrangers sans agir sur le nitre.

Hydriodate de potasse.

Il n'existe qu'à l'état liquide, car la cristallisation le transforme en iodure de potassium, blanc, soluble dans l'eau, qu'il décompose pour repasser à l'état d'hydriodate de potasse; on l'emploie dans les mêmes cas que l'iode.

Préparation. — On prend 1° de l'iode, 2° et une solution d'hydro-sulfate de potasse ; il se forme un hydriodate de potasse, et du soufre se précipite. On évapore jusqu'à siccité et on traite le produit avec de l'alcohol, qui dissout l'iodure de potassium. On conserve liquide ou on concentre pour faire cristalliser. On peut aussi prendre 1° iode, 2° et fer, faire une pâte avec l'eau, décomposer l'hydriodate de fer qui s'est formé, par le sous-carbonate de potasse, filtrer, évaporer à siccité, traiter ensuite par l'alcohol, etc.

Hydro-bromate de potasse.

Ses cristaux sont des cubes ; à l'état sec ce sel forme un bromure de potassium très-soluble, qui se convertit par l'eau en hydro-bromate. Les acides hydriodique, sulfurique et sélénique le décomposent, de l'acide hydrobromique

se dégage. Il est soluble dans l'alcohol et dans l'éther, et cristallise de ces dissolutions par la vaporisation du dissolvant; il s'humecte un peu à l'air : on le prépare en mêlant et agitant jusqu'à décoloration complète avec de la potasse caustique en liqueur diluée l'éther bromifère qu'on a obtenu en décomposant l'hydro-bromate de soude par le chlore et en dissolvant, pour l'enlever, le brôme produit dans l'éther. On ajoute du brôme aussi long-temps que les réactifs indiquent de l'alcali libre. On soutire l'éther par la distillation; on obtient alors la portion de bromure qui n'est pas enlevée par l'eau. On concentre le résidu et on extrait le bromure comme il a été dit d'extraire l'iodure du même métal. On peut aussi, comme pour l'hydriodate de potasse, décomposer l'hydro-bromate de fer par le sous-carbonate de potasse, filtrer, concen-

trer à l'air libre et à une chaleur modérée, encore une fois filtrer et laisser cristalliser. On met un léger excès d'alcali.

Usages. — Il semble posséder les mêmes vertus que l'hydriodate de potasse. On le décompose par l'acide sulfurique sans excès pour en extraire l'acide hydro-bromique, qu'on recueille gazeux ou qu'on condense dans l'eau, et par le même acide avec addition de peroxide de manganèse, pour obtenir le brôme.

La potasse jouit des affinités les plus énergiques connues avec les acides et les autres corps susceptibles de s'unir aux alcalis.

Soude caustique (protoxide de sodium).

Elle jouit de plusieurs des propriétés de la potasse; néanmoins le sous-carbonate et autres sels de celle-ci absorbent l'humidité de l'air et tombent en

deliquium et sont dits *déliquescens;* le sous-carbonate et beaucoup d'autres sels de soude s'effleurissent et sont dits *efflorescens.*

Préparation de la soude pure ou à l'alcohol. — On décompose par la chaux, du sous-carbonate de soude, ou par un feu rouge du nitrate du même alcali : on lessive à l'alcohol, on ajoute à la dissolution claire, de l'eau, on retire l'alcohol par la distillation et, après avoir passé le résidu par une toile, on fait cristalliser. La soude caustique est déliquescente à l'air comme la potasse caustique; on l'obtient aussi en faisant circuler de la vapeur d'eau sur du carbonate de soude rougi au feu. L'acide carbonique est expulsé et remplacé par l'eau; il se forme un hydrate de soude. De plus, en décomposant le sulfate de soude par la potasse caustique; on em-

ploie peu d'eau afin que le sulfate de potasse se concrète.

Extraction de la soude du sulfate de cet alcali (soude artificielle). — On décompose le sel marin par l'acide sulfurique; il se forme un sulfate de soude qu'on traite à un feu de calcination rouge avec du charbon et de la craie; l'acide sulfurique est décomposé, il se forme un sulfure de soude soluble auquel la chaux enlève le soufre pour former un sulfure de chaux insoluble. La soude reste en partie caustique.

Extraction de la soude des cendres des plantes marines, dite soude brute (soude impure, sous-carbonate de soude impur). — On prend de la soude brute du commerce, on la lessive à l'eau bouillante et on fait cristalliser le sous-carbonate qu'elle contient.

Sels de soude.

1° Borate de soude ou borax, 2° sous-carbonate de soude, 3° carbonato-sous-carbonate de soude (soude, alcali minéral, sel alcali marin), 4° carbonate de soude, 5° sulfate de soude (sel de Glauber), 6° nitrate de soude, 7° phosphate de soude, 8° hydro-chlorate de soude (muriate de soude, sel marin, de cuisine, sel commun).

Borate de soude.

Historique. — Il se trouve dans la nature, au Japon et dans le Tibet; on le prépare avec l'acide natif et la soude.

Propriétés.—Ses cristaux sont blancs, mi-opaques, doués d'une saveur styptique, douceâtre et alcaline; il est légèrement efflorescent; il luit par le frottement entre ses cristaux; chauffé il se boursoufle, perd son eau de cris-

tallisation, s'affaisse et se fond en un verre transparent; le borax natif est gris; on le lave avec l'eau de chaux, on filtre et on laisse cristalliser la dissolution : on a alors le borax pur.

Usages. — C'est un fondant et un détergeant; ou l'emploie pour toucher les ulcères.

Sous-carbonate de soude.

Historique. — Il est contenu dans les cendres des plantes marines; on le trouve effleuri sur les murs de plusieurs souterrains. Quelques sources, surtout d'Égypte, en contiennent de grandes quantités.

Propriétés. — Ses cristaux sont caustiques, efflorescens comme le sont la plupart des sels de soude. Fondus dans leur eau de cristallisation, ils déposent un sel concret qui contient moins d'eau

que le sel ordinaire. Pour être du sous-carbonate rigoureux il doit provenir d'un sel qui a été récemment calciné au rouge. Il verdit le sirop de violettes.

Usages. — Il est apéritif, diurétique et fondant.

Préparation. — On le prépare avec la soude artificielle, qui est formée 1° de soude caustique, 2° de sous-carbonate de soude, 3° de sulfure de chaux; on la traite par l'eau froide, qu'on fait évaporer pour obtenir le sous-carbonate cristallisé. On l'extrait aussi du sulfate de soude par le sous-carbonate de potasse. On laisse effleurir les cristaux à l'air sec et on passe par un tamis fin. Le sulfate de potasse reste sur le tamis.

Carbonato-sous-carbonate de soude.

On le trouve natif en Afrique et en Hongrie. On l'obtient en faisant bouillir

dans l'eau le carbonate de soude neutre. Il est moins soluble dans l'eau que le sous-carbonate, mais plus soluble que le carbonate neutre. Il n'effleurit pas à l'air. Il contient de l'eau. C'est une combinaison entre le sous-carbonate anhydre et le carbonate neutre hydraté.

Carbonate de soude.

Son histoire, sa préparation et ses usages sont les mêmes que ceux du carbonate de potasse. Il n'effleurit pas à l'air; il ne peut exister sans eau.

Nitrate de soude (nitre cubique).

Historique. — On le rencontre en très-grande abondance en quelques endroits du Pérou.

Il est déliquescent à l'air et ne cristallise bien qu'en vase clos; la poudre à canon faite avec ce sel brûle lentement et répand une belle flamme jaune-

orangé : du deutoxide et du protoxide d'azote sont gazéifiés.

Usages. — On l'emploie à la fabrication de l'acide nitrique et à faire des feux d'artifice.

Préparation. — On décompose l'eau-mère de la cristallisation du nitrate de potasse par du sous-carbonate de soude : on concentre pour faire cristalliser ; il se précipite un sous-carbonate de chaux et un sous-carbonate de magnésie, et il se forme un nitrate de soude.

Phosphate de soude.

Historique. — Il se trouve dans l'urine uni au phosphate d'ammoniaque.

Propriétés. — Ses cristaux sont gros, à peine salins et nullement amers.

Usage. — C'est un purgatif agréable à prendre.

Préparation. — On décompose par du sous-carbonate de soude le sur-phosphate de chaux, qu'on obtient en traitant les os calcinés avec de l'acide sulfurique : du phosphate de chaux se précipite. On évapore pour faire cristalliser.

Sulfate de soude.

Historique. — Il se trouve dans certaines eaux de source, dans les cendres des plantes marines où, comme le sulfate de potasse dans les cendres du bois, il se régénère par un procédé pyrophorique entre le sulfure de sa base et le charbon.

Propriétés. — Ses cristaux sont blancs, doués d'une saveur amère, fraîche et salée.

Usages. — C'est un purgatif, un apéritif et un fondant. On l'emploie à la

fabrication du verre et de la soude artificielle.

Préparation. — On le retire du résidu de la préparation de l'acide hydro-chlorique. Il existe dans le commerce sous le nom de *sel d'Epsom sec.*

Hydro-chlorate de soude.

Historique. — Les eaux de la mer l'offrent en abondance. On en trouve des masses dans le sein de la terre, en Pologne, en Hongrie et ailleurs; il porte alors le nom de sel de roche et de sel gemme.

Propriétés. — Ses cristaux sont des cubes doués d'une saveur fraîche et salée. Ils sont à l'état de chlorure de sodium.

Usages. — C'est un fondant et un anti-nerveux. On le donne dans l'hémoptisie. Sa vapeur sert à vernir la

poterie en grès; on en retire l'acide hydro-chlorique; il préserve de la corruption.

De l'ammoniaque (alcali volatil, alcali animal, gaz ammoniacal).

Historique. — On la trouve dans les produits de la putréfaction et de la décomposition au feu nu des substances animales; elle s'y génère de cyane et d'eau. L'azote fixe l'hydrogène et forme l'ammoniaque, tandis que le carbone s'empare de l'oxigène et donne lieu à du deutoxide de carbone et de l'acide carbonique. Ainsi formée, elle est sous la forme de sous-carbonate.

Propriétés. — C'est un gaz incolore, doué d'une odeur forte, pénétrante et caustique; il éteint les bougies; il brûle néanmoins étant enflammé sous un large contact avec l'air; il est plus léger que l'air.

Caractères essentiels. — 1° Il est le seul de tous les gaz qui verdisse le sirop de violettes ; 2° ce gaz n'est point altéré par l'air ; quoique très-avide d'humidité il ne répand point de vapeurs dans l'atmosphère ; 3° il peut être rendu liquide par la compression, et cristalliser en union avec de l'eau par le froid ; 4° en contact avec le chlore il forme de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, avec élévation de température et dégagement de lumière : de l'azote est rendu libre ; 5° il forme un nuage épais avec les gaz et la vapeur de tous les acides volatils ; 6° engagé en sel ou uni à l'eau, et mis en contact avec du mercure prolongeant le pôle négatif de la pile, il se forme en un amalgame cristallisé très-brillant d'ammoniaque hydrogénée et de mercure.

Alcali volatil fluor, esprit de sel ammoniaque caustique.

C'est l'ammoniaque dissoute dans l'eau ; on l'appelle ammoniaque liquide ; l'eau peut contenir jusqu'au tiers de son poids de gaz ammoniacal.

Usages. — C'est un sudorifique, un irritant et un excitant puissant. On l'emploie fréquemment comme réactif et comme décomposant.

Empoisonnement. — On le reconnaîtra à ses propriétés ci-dessus énoncées ; si on avait des liquides vomis contenant de l'ammoniaque, on les chaufferait dans une cornue et un récipient contenant des papiers de tournesol.

Composition. — Un volume d'azote et trois volumes d'hydrogène contractés jusqu'à moitié. Quelques chimistes la considèrent comme un oxide de métal,

d'autres, comme un métal, moins un volume d'hydrogène.

Préparation du gaz ammoniacal. — On prend 1° de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, 2° de la chaux vive; il se forme un hydro-chlorate de chaux et il se dégage du gaz ammoniacal, que l'on reçoit sous des cloches pleines de mercure.

Préparation de l'ammoniaque liquide. — On procède comme pour le précédent avec la différence qu'on conduit le gaz dans l'eau jusqu'à ce qu'elle en soit saturée. Si on laissait l'ammoniaque liquide obtenue en rapport avec le chlorure de calcium qui est dans le matras, le gaz retournerait vers le chlorure et formerait du sel ammoniacal régénéré et combiné avec la chaux.

Sels ammoniacaux.

1° Sous-carbonate et carbonato-sous-

carbonate d'ammoniaque (alcali volatil concret, sel volatil d'Angleterre); 2° carbonate d'ammoniaque; 3° sulfate d'ammoniaque (sel ammoniacal secret de Glauber); 4° nitrate d'ammoniaque (nitrum flammans); 5° phosphate d'ammoniaque; 6° sulfate d'alumine et d'ammoniaque (alun ammoniacal); 7° hydrochlorate d'ammoniaque (sel ammoniac); 8° hydro-sulfate et sur-hydro-sulfate d'ammoniaque; 9° hydro-sulfate sulfuré (liqueur fumante de Boyle).

Sous-carbonate d'ammoniaque.

Historique. — Il se génère dans les matières animales en putréfaction, ou en décomposition sèche par le feu; il se développe dans l'urine putride et quelquefois dans celle encore soumise à l'influence de la vie.

Propriétés. — Ses cristaux sont blancs, volatils, caustiques, doués d'une odeur

urineuse. Le sous-carbonate ne peut exister qu'à sec, l'eau le résolvant en carbonate et ammoniaque pure. On l'obtient dans sa constitution véritable en mêlant à sec un volume de gaz acide carbonique avec deux volumes de gaz ammoniacal : la condensation est complète; les parois du vase se couvrent de cristaux.

Carbonato-sous-carbonate d'ammoniaque.

Il consiste en une combinaison entre le précédent et le suivant; il ne peut exister sans eau; le carbonate neutre se résout en celui-ci par la chaleur : la moitié de l'eau est en même temps séparée. C'est l'alcali volatil concret des pharmacies; il est composé de deux volumes de gaz ammoniacal et d'un et demi volume de gaz acide carbonique, avec un volume de vapeur d'eau.

Préparation. — On prend 1° de

l'hydro-chlorate d'ammoniaque, 2° du sous-carbonate de chaux ; il se forme un hydro-chlorate de chaux fixe et un carbonato-sous-carbonate d'ammoniaque qui se volatilise et se concrète dans le récipient.

Usages. — On les emploie l'un et l'autre dans le croup.

Empoisonnement. — Ces sels ont les propriétés des sous-carbonates et des sels d'ammoniaque.

Carbonate neutre d'ammoniaque.

Propriétés. — Il ne répand point d'odeur d'ammoniaque et n'a point de saveur urineuse ; il réagit néanmoins légèrement comme alcali. Ses cristaux sont persistans à l'air ; il ne peut se volatiliser sans perdre un quart de son acide. Il perd alors aussi la moitié de l'eau de cristallisation.

Préparation. — On dissout le sel précédent dans huit parties d'eau et on fait arriver dans la solution, du gaz acide carbonique en léger excès. Le carbonate neutre cristallise. On mêle l'eau-mère avec de l'alcohol pour précipiter le restant du sel. On peut aussi mouiller d'eau le carbonato-sous-carbonate et ne pas boucher entièrement le flacon qui le contient : le quart du gaz ammoniacal s'échappe et il reste du carbonate saturé d'acide.

Composition. — Volumes égaux de gaz ammoniacal, de gaz acide carbonique et de vapeur d'eau.

Usages. — Ceux d'absorbant dans le pyrosis cardialgique. On s'en sert pour saturer le carbonato-sous-carbonate de potasse avec de l'acide carbonique.

Phosphate d'ammoniaque.

On l'obtient en saturant par du sous-

carbonate d'ammoniaque le surphosphate de chaux, que fournit la décomposition des os calcinés par l'acide sulfurique. On met un excès d'alcali et on procède avec peu d'eau : le sel cristallise.

Usages. — Par sa décomposition au feu il fournit l'acide phosphorique, et on l'emploie à la préparation du nitrate d'ammoniaque par le nitrate de chaux.

Sulfate d'ammoniaque.

On l'obtient en saturant le sous-carbonate d'ammoniaque par de l'acide sulfurique dilué de l'égal de son poids d'eau, et en faisant cristalliser.

Usages. — Le sulfate d'ammoniaque est employé à convertir le sulfate d'alumine en alun ; il sert aussi à faire l'hydro-chlorate d'ammoniaque avec le

chlorure de sodium, et le nitrate d'ammoniaque, avec le nitrate de chaux.

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque.

Propriétés. — Ses cristaux sont blancs, doués d'une saveur douceâtre et styptique; ils fondent très-facilement dans l'eau de cristallisation et donnent une masse vitreuse : si la température est plus élevée le sel perd son eau de cristallisation, devient opaque, spongieux et très-léger; à une chaleur plus forte il se résout en alumine pure. Il ressemble parfaitement à l'alun à base de potasse.

Usages. — C'est un puissant styptique.

Empoisonnement. — Ce sel comme sulfate a les propriétés des sulfates; il dégage de l'ammoniaque par la calcination.

Préparation. — On l'obtient lorsqu'à la confection de l'alun on emploie de l'urine corrompue ou du sulfate d'ammoniaque, en place de potasse, ou de sulfate de potasse.

Nitrate d'ammoniaque.

Propriétés. — 1° Projeté dans un creuset rougi, il fuse et répand une lueur jaunâtre; 2° chauffé jusqu'à 200° il perd son eau et se résout en entier en protoxide d'azote; 3° il se forme en longs cristaux flexibles et élastiques.

Préparation. — On l'obtient en saturant du sous-carbonate d'ammoniaque par de l'acide nitrique modérément dilué; également, en décomposant du nitrate de chaux par du phosphate ou du sulfate d'ammoniaque.

Hydro-sulfate et sur-hydro-sulfate d'ammoniaque.

On obtient le premier en introduisant,

hors du contact de l'air, et jusqu'à saturation, du gaz acide hydro-sulfurique dans de l'ammoniaque liquide. Comme sel ammoniacal ce sel n'a point d'existence neutre anhydre. On l'obtient avec excès d'acide et cristallisé en réunissant à sec volumes égaux des gaz qui sont ses constituans. C'est alors du surhydro-sulfate.

Hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque.

C'est un liquide d'une couleur brunâtre, doué d'une odeur désagréable, qui se concrète par le froid.

Préparation. — On prend 1° hydrosulfate d'ammoniaque liquide, 2° et soufre. On sature le premier avec le second. Aussi 1° soufre, 2° hydro-chlorate d'ammoniaque, 3° et chaux anhydre; on mêle et on distille; le produit prend le nom de *liqueur fumante de Boyle*.

Usages. — Comme réactif et dans le diabète miellé.

Hydro-chlorate d'ammoniaque.

Historique. — Autrefois envoyé d'Égypte, il est actuellement fabriqué en Europe et ailleurs.

Propriétés. — Il se trouve dans le commerce sous forme de pains concaves d'un côté et convexes de l'autre. C'est la forme des vases dans lesquels il a été sublimé ou coulé. Il a une saveur fortement et désagréablement salée; il est volatil; en morceaux détachés il est flexible. Broyé avec la chaux il répand une odeur ammoniacale très-intense; il se combine avec la chaux et l'hydrochlorate de chaux anhydres, lui-même étant à l'état anhydre.

Usages. — C'est un stimulant, un fondant et un sudorifique. On l'em-

ploie à la préparation de l'ammoniaque caustique et du sous-carbonate d'ammoniaque.

Empoisonnement. — On a recours aux propriétés des hydro-chlorates et des sels d'ammoniaque.

Composition. — Volumes égaux de gaz ammoniacal et de gaz acide hydrochlorique.

Préparation. — On prend 1° du sulfate d'ammoniaque, 2° de l'hydrochlorate de soude. On mêle à sec et on soumet à la sublimation. On peut ensuite, pour le dépurer, le faire dissoudre dans l'eau chaude et le faire cristalliser. Le résidu est du sulfate de soude.

Les sels ammoniacaux n'ayant point d'existence indépendante de leur combinaison avec d'autres corps, sont sin-

gulièrement portés à la formation de sels doubles et triples.

MÉTAUX DE LA TROISIÈME CLASSE.

Ces métaux sont : 1° le manganèse, 2° le zinc, 3° le fer, 4° l'étain, 5° le cadme.

L'eau est décomposée à froid par le premier métal; elle l'est également à froid et au contact de l'air par le second et le troisième : l'hydrogène qui se dégage de l'eau se combine avec l'oxigène de l'air; le concours de la récomposition de l'eau est indispensable pour sa décomposition primitive : les deux derniers la décomposent aussi à une température élevée.

L'oxigène est absorbé et retenu par eux aux températures les plus hautes; ils forment des oxides irréductibles à la température de nos fourneaux.

L'acide sulfurique concentré, parfai-

tement privé d'eau, n'agit point sur eux à froid; si on élève la température, l'acide se décompose en partie, leur cède une portion de son oxigène, passe à l'état de gaz acide sulfureux qui se dégage, et l'oxide formé se combine avec la portion d'acide sulfurique non décomposée, pour former un sulfate. Si l'acide sulfurique contenait de l'eau, il les attaquerait à cette température; l'eau est alors décomposée, son hydrogène se dégage et son oxigène oxide le métal, qui se combine ensuite avec la portion d'acide non décomposée, pour former un sel. Dans le premier cas, il peut se former un sel à protoxide ou à deutoxide suivant la chaleur administrée; dans le second cas le sel ne peut être qu'à protoxide.

L'acide nitrique concentré agit rapidement à froid sur ces métaux, se décompose en partie, les oxide, et l'acide

indécomposé, s'il en reste, les dissout; le deutoxide d'étain est insoluble dans cet acide. Le protoxide en est converti en deutoxide.

L'acide hydro-chlorique liquide les dissout tous après les avoir protoxidés; en effet, l'eau de l'acide est décomposée, son hydrogène se dégage, et son oxigène protoxide les métaux, qui se combinent ensuite avec l'acide hydro-chlorique pour former des hydro-chlorates solubles et cristallisables.

Manganèse.

Historique. — Il ne se rencontre point pur dans la nature; il s'y trouve combiné avec l'oxigène et avec différens autres corps. Ses mines les plus ordinaires sont celles de peroxide et d'hypo-peroxide.

Propriétés. — Il est cassant, blanc, plus brillant que le fer : pesanteur spé-

cifique 8,013 : il est fusible à 160°, température du pyromètre de Wedgw.

Oxides de manganèse.

Protoxide de manganèse. — Il est 1° *blanc* à l'état d'hydrate, 2° *vert-d'olive foncé*, à l'état sec; échauffé il absorbe facilement l'oxigène de l'air et brunit : son hydrate absorbe ce même oxigène à froid; c'est alors un deutoxide; le protoxide seul est dissoluble dans les acides.

Deutoxide de manganèse. — Il est 1° *jaune* à l'état d'hydrate, 2° *brun* à l'état sec; il absorbe encore l'oxigène de l'air; il dégage à chaud du chlore avec l'acide hydro-chlorique; on le trouve très-abondamment dans la nature à l'état de demi-hydrate et cristallisé. Les sur-sels qu'il forme avec les acides sont rouges avant de cristalliser.

Protoxide de manganèse (magnésie noire). — Il est très-répandu dans la nature; il a un éclat métallique; il est cristallisé en aiguilles; réduit en poudre il est noir. Le feu rouge en dégage de l'oxigène. La potasse caustique chauffée modérément et jusqu'à humectation spontanée, avec cet oxide, donne une masse verte appelée *caméléon minéral*. Une partie de peroxide devient du deutoxide (hypo-peroxide) et une autre partie se forme en acide en *eux*. Si le peroxide n'etait pas saturé d'oxigène, il faudrait, pour que ce phénomène s'effectuât, le concours de l'air. Avec le peroxide il est produit en vase clos.

Caméléon de potasse. — Il est composé 1° de potasse, 2° de peroxide de manganèse, 3° d'oxigène; c'est l'acide manganéseux ou manganésique uni à la potasse. On ne connaît que le caméléon vert et le caméléon rouge, dont la com-

position soit déterminée. Ceux bleu et pourpre sont des passages du vert au bleu et du bleu au rouge.

Caméléon vert. — Il est composé de potasse et d'acide manganéseux, car l'oxigène, qui complète l'acidification de l'acide, et les acides, qui dissolvent une portion de protoxide le font passer au rouge. Il est vrai que la potasse et l'ammoniaque caustiques produisent le même effet. En vase clos il devient rouge en déposant de l'hypo-peroxide. La soustraction partielle de l'oxigène au feu fait retourner le caméléon rouge à l'état de caméléon vert.

Caméléon rouge. — Il est composé 1° de potasse, 2° d'acide manganésique. Il se forme en beaux cristaux rouges d'avec lesquels on peut séparer l'acide manganésique, également à l'état de cristaux rouges.

Usages. — Le peroxide de manganèse sert à préparer le chlore ; on en retire du gaz oxigène en le traitant à chaud avec l'acide sulfurique et de l'eau. Il entre dans la composition des flux vitreux.

Sels de manganèse.

1° Les hydro-sulfates solubles précipitent les sels de manganèse en *rouge de brique* (hydro-sulfate de manganèse).

2° Le prussiate de potasse et de fer les précipite en *blanc*.

3° Les sous-carbonates solubles et leurs bases caustiques dissoutes les précipitent en *blanc* ; c'est un sous-carbonate ou un hydrate de manganèse insolubles dans l'eau. Le sous-carbonate est soluble dans ce liquide chargé d'acide carbonique.

4° L'acide hydro-sulfurique, qui précipite en partie les sels de zinc, ne précipite pas ceux de manganèse.

5° La teinture de noix de galle et le chromate de potasse ne les précipitent pas.

6° Ils se forment aisément en sur-sels et prennent alors en combinaison un peu d'hypo-peroxide qui teint leur dissolution en beau rouge de sang : la lumière solaire détruit promptement cette couleur.

Sulfate d'alumine et de manganèse (alun de manganèse).

Ce sel possède toutes les qualités physiques et toutes les propriétés chimiques des aluns à seconde base d'alcali; il a la même forme cristalline et renferme le même rapport d'acide, d'alumine et d'eau; il n'y a de différence que dans la substitution du manganèse à l'alcali. Ses alcalis en précipitent le manganèse et convertissent le sel en alun ordinaire. On l'obtient soit en

réunissant directement ses constituans, soit en précipitant le deutoxide de fer d'avec l'alun de ce métal par l'hydrate de protoxide de manganèse. On fait cristalliser.

Du zinc.

Historique. — On le trouve dans la nature à l'état de calamine, qui est du sous-carbonate de zinc impur; on le rencontre aussi à l'état de blende (sulfure de zinc, cristallisé, pellucide et diversement coloré).

Propriétés. — C'est un métal cassant, ductile à chaud, éclatant, et d'un blanc-bleuâtre; pesanteur spécifique 6,66; il est fusible au-dessous de la chaleur rouge, et cristallise en refroidissant; à une chaleur blanche il se volatilise; fondu il s'oxide s'il a le contact de l'air; il brûle avec une flamme blanche bordée de jaune, de vert ou de bleu.

Oxide de zinc (fleurs de zinc, nihilum album, lana philosophica).

Historique. — On ne le trouve pas pur dans la nature; il entre dans la composition de la calamine et du silicate de zinc.

La *tuthie* est un sous-oxide de zinc, gris, impur.

Propriétés. — Il est blanc, léger, doux au toucher, non volatil, soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque caustiques; à l'état d'hydrate il est susceptible d'absorber l'acide carbonique de l'air et de passer à l'état d'hydrato-sous-carbonate. Le pompholix est le même oxide mais impur.

Usages. — C'est un siccatif et un antispasmodique.

Préparation. — On fond et on échauffe jusqu'à une chaleur voisine de l'incan-

descence, le zinc avec le contact de l'air; le métal brûle; au moyen d'une spatule on enlève l'oxide du creuset qui a servi à fondre le métal.

Il serait imprudent de se servir de zinc dans les cuisines, car le sel et les acides qui entrent dans la composition des alimens, facilitent son oxidation et sa dissolution.

Sels de zinc.

1° Les sous-carbonates solubles les précipitent en *blanc* sous dégagement de gaz acide carbonique; il se forme du bi-sous-carbonate hydraté.

2° Les hydro-sulfates les précipitent également en *blanc* et sous dégagement d'acide hydro-sulfurique : l'acide hydro-sulfurique les précipite en partie : il reste un sel acide de zinc; dans les deux cas il se produit un sous-hydro-sulfate hydraté.

3° La teinture de noix de galle ne les précipite pas.

5° Le sel triple de Prusse les précipite en blanc.

5° L'ammoniaque dissout complètement les divers précipités.

Sulfate de zinc (couperose blanche, vitriol blanc; il est pur ou impur).

Historique. — Il se trouve assez abondamment dans la nature; on l'obtient dans le travail des mines de zinc argentifères.

Propriétés. — Ses cristaux sont gros, légèrement efflorescens et ont une saveur styptique désagréable. Le sulfate du commerce est en masses composées de grains cristallisés et tachées en brun-rougeâtre : il contient alors 1° du sulfate de fer, 2° du sulfate de cuivre, 3° et quelquefois du sulfate de manganèse.

Usages. — Il est anti-spasmodique et émétique.

Empoisonnement. — Ce sel a les propriétés des sulfates et celles du zinc; on aura alors recours aux précipités que donnent les réactifs avec ces sels. Si ce sel contient des sulfates de fer et de cuivre, traité par des réactifs, il donnera les précipités qu'on obtient quand on traite les sels de fer et de cuivre par ces mêmes réactifs. Si ce sel avait été décomposé par les matières liquides ou solides telles que l'albumine, la gélatine, le lait, la bile, on chercherait le zinc métallique, en calcinant ces matières dans un creuset, après les avoir unies à la potasse et au charbon; on agirait de la même manière sur les matières vomies ou demeurées dans le canal digestif.

Préparation du sulfate des laboratoires

ou pur. — On prend 1° de l'acide sulfurique étendu, 2° et du zinc métallique. L'eau est décomposée; son hydrogène se dégage et enlève l'arsenic si le zinc en contient, tandis que son oxigène oxide le métal, qui se combine avec l'acide sulfurique, pour former un sulfate de zinc.

Dans le commerce on brûle la blende, qui peut contenir, outre un sulfure de zinc, 1° un sulfure de fer, 2° un sulfure de cuivre, 3° et un sulfure de plomb. On grille le minerai, on le lessive et on l'expose à l'air. Les trois premiers sulfures, par l'intermède de l'eau et avec l'oxigène de l'air, passent à l'état de sulfates, qui se dissolvent excepté le sulfate de plomb lequel, et son oxide, se déposent. On décante et par l'évaporation jusqu'à siccité et sous une fréquente agitation on obtient une masse qui ressemble à du sucre en pain; on

le vend dans le commerce sous le nom de *vitriol blanc*. On le dépure des sulfates étrangers qu'il contient en faisant bouillir sa dissolution avec de l'oxide de zinc qui précipite les oxides de ces sulfates.

Du fer.

Historique — Il se trouve dans la nature à l'état de fer météorique et combiné avec l'oxigène seul ou avec l'oxigène et l'acide carbonique; minéralisé par le soufre, il constitue la pyrite martiale, qui est un sulfure de fer.

Propriétés. — Le fer est d'un gris blanchâtre, susceptible d'un grand poli, très-tenace, malléable et ductile; pésanteur spécifique, 7,788 : il est fusible à 130° du pyromètre de W. Sa texture est lamelleuse quand il est pur, fibreuse quand il a pu lentement se refroidir, et granuleuse quand il a été refroidi brusquement.

A une chaleur d'incandescence rouge, l'oxigène pur oxide le fer avec dégagement de calorique et de lumière ; des étincelles enflammées s'élancent en tout sens ; il augmente de poids en passant successivement à l'état d'oxide noir et d'oxide rouge; les battitures qui s'échappent du fer que l'on a fait rougir et que l'on soumet au marteau ne sont que de l'oxide noir de fer mêlé avec du fer réduit. Le fer a un sous-oxide brillant, très-léger, qui, à l'air, s'enflamme spontanément et brûle à la manière des pyrophores.

L'air humide et à la température ordinaire l'oxide et forme la rouille. Le fer oxidé absorbe l'acide carbonique de l'air, et passe à l'état de *tritoxido-sous-carbonate de protoxide* (safran de Mars apéritif). L'eau à la température ordinaire et avec le contact de l'air est décomposée par le fer, il se forme du protoxide de

fer qui en absorbant l'acide carbonique passe à l'état de sous-carbonate que l'eau, à la faveur d'un excès d'acide carbonique, peut prendre en solution; si on échauffe cette eau, l'excès d'acide carbonique se dégage et le sous-carbonate se précipite. L'air produit le même effet : l'oxigène se substitue à l'acide carbonique et le protoxide, devenu du deutoxide, se dépose.

Vauquelin a découvert de l'ammoniaque dans la rouille; ainsi, pour la distinguer d'une tache de sang, on ne recommandera plus de chauffer et d'affirmer la présence du sang s'il se dégage de l'ammoniaque : on mettra au contraire la tache suspecte dans l'eau; si elle est formée de sous-carbonate de fer, il ne se passera rien : si elle est formée de sang, elle se divisera en deux corps, l'un qui se précipitera, c'est l'albumine, l'autre qui rougira l'eau, c'est la matière

colorante du sang. L'acide hydro-chlorique, qui n'agit point sur le sang, décompose ce sel et forme un hydrochlorate de fer soluble qu'on reconnaît à ses propriétés d'hydro-chlorate et de sel de fer. L'hydrogène de l'eau dont l'oxigène a oxidé le fer, se combinant à l'état naissant avec l'azote de l'air, donne naissance à l'ammoniaque, qui se combine avec la rouille.

Sels de fer.

Les dissolutions de ces sels sont colorées en vert pâle ou en rouge-brun, suivant qu'elles contiennent du protoxide ou du deutoxide.

1° La soude, l'ammoniaque et la chaux caustiques précipitent ces sels.

Les proto-sels donnent un précipité qui est 1° blanc avec une légère nuance de vert à l'état d'hydrate, 2° noir à l'état sec (éthiops martial).

Les deuto- et trito-sels donnent un précipité qui est 1° jaune-orangé à l'état d'hydrate, 2° rouge-orangé ou rouge-foncé à l'état sec (safran de Mars astringent, rouge d'Angleterre, colcothar). Le tritoxide ne peut être séparé des dissolutions où il est contenu sans qu'il se partage en deutoxide et en oxigène; c'est pour cela que le trito-hydro-chlorate de fer, lorsqu'on le décompose par la soude caustique, laisse échapper du chlore.

2° Les hydro-sulfates solubles les précipitent en *noir;* c'est un proto-, deuto-ou trito-hydro-sulfate de fer. Ceux à deuto- et tritoxide sont également précipités en noir par l'acide hydro-sulfurique.

3° Le prussiate de potasse sans fer donne, en vase clos, avec les proto-sels, un précipité *blanc,* et avec fer, un précipité 1° *blanc-bleuâtre* à l'état d'hydrate,

2° *bleu* à l'état sec : il a alors absorbé l'oxigène de l'air. Avec les deuto-sels et les trito-sels il donne un précipité qui est *bleu-foncé;* séché et en masse compacte, ce précipité a le reflet de cuivre qui est propre à l'indigo : on le nomme *bleu de Prusse.*

4° Les sous-carbonates solubles donnent avec les proto-sels un précipité qui est 1° *blanc verdâtre* à l'état d'hydrate, 2° *vert* à l'état sec.

5° En vase clos, l'acide gallique ne trouble pas les proto-sels; il noircit les deuto-sels.

6° L'infusion de noix de galle, sans le contact de l'air, ne précipite pas les proto-sels : la combinaison est faiblement soluble dans l'eau : elle est blanche à l'état concret; la même infusion précipite les dissolutions diluées des deuto-sels en *bleu-violet* et celles, également diluées, des trito-sels en *violet-noirâtre.*

7° Le gaz deutoxide d'azote est absorbé par les sels de fer à protoxide dissous dans l'eau ; pas par ceux à deutoxide : le liquide devient d'un noir doré.

8° Les proto-sels de fer sont cristallisables, les deuto-sels le sont peu, du moins par la voie humide.

9° Les proto-sels ont une saveur douceâtre et styptique ; les deuto- et trito-sels seulement une saveur styptique.

10° Un excès d'acide change en jaune pâle la couleur brune-rougeâtre des deuto-sels.

Des oxides de fer.

Protoxide (éthiops martial). — Il se trouve dans la nature, cristallisé ou en masse, et sous une forme sablonneuse : il constitue l'aimant. On l'emploie en médecine. Pour l'obtenir on décompose l'eau par le fer, ou on traite un proto-

sel de fer par la soude ou l'ammoniaque caustiques. On dessèche le précipité au feu et hors du contact de l'air.

Deuto- et tritoxide. — Il se trouve dans la nature en abondance; il existe entr'autres dans la pierre hæmatite. On le prépare en chauffant le fer dans l'air jusqu'au rouge cérise, ou en traitant un deuto-ou trito-sel de fer par la soude ou l'ammoniaque. On chauffe pour expulser l'eau.

Des sels de fer.

Les plus intéressans sont 1° le proto-sulfate de fer (couperose verte, vitriol vert); 2° le proto- et le deuto-hydrochlorate de fer; 3° Le sulfate d'alumine et de deutoxide de fer (alun martial).

Du proto-sulfate de fer.

Historique. — Il se trouve dans la nature et forme alors des mines pro-

fondes de sel glacial qui se colore en vert pâle à l'air. Il existe souvent mêlé avec le sous-deuto-sulfate, ce qui constitue la couperose verte ou vitriol vert, tachée de roux.

Propriétés. — Ses cristaux sont verts, transparens, doués d'une saveur douce, styptique, analogue à celle de l'encre, dont il est l'un des ingrédiens; exposés à l'air, ils s'effleurissent et jaunissent. L'oxigène de l'air transforme les couches extérieures en *sous-deuto-sulfate roux*.

Usages. — C'est un tonique qui, comme toute autre préparation de fer, et le fer lui-même, agit d'une manière spécifique pour rétablir la couleur rouge du sang et donner plus de ténuité à ce fluide. Il est employé à la confection de l'encre et pour teindre en noir. C'est de ce sel, dépouillé par la calcination des $\frac{6}{7}$ de son eau de cristallisation,

qu'on extrait l'acide sulfurique fumant. A l'état d'hydrate il est blanc. C'est alors le *vitriol de Mars calciné à blancheur.*

Empoisonnement. — Ce sel, comme sulfate, jouit des propriétés des sulfates, et comme sel de fer, il est précipité par les réactifs qui ont de l'action sur les sels de fer.

Préparation. — On prend 1° de l'acide sulfurique affaibli, 2° et du fer. L'eau est décomposée, son oxigène oxide le fer, qui s'unit à l'acide sulfurique pour former un proto-sulfate de fer, tandis que son hydrogène se dégage.

On peut aussi faire bouillir le sulfate du commerce avec le protoxide noir, qui précipite le cuivre et le deutoxide de fer.

Il est obtenu en grand de la pyrite martiale magnétique native, ou de celle

qui reste après l'extraction du soufre du deuto-sulfure de fer. On laisse effleurir la pyrite à l'air humide, et après sa conversion, d'abord en hydro-sulfate et ensuite en sulfate ordinaire, on lessive et on fait cristalliser le sel.

Du proto-hydro-chlorate de fer.

Il est en cristaux d'un vert clair et contient de l'eau à laquelle il doit sa couleur. Il est soluble dans l'alcohol. A l'état de chlorure il est volatil; le deutoxide d'azote le colore en noir doré. On l'obtient en faisant dissoudre de la limaille de fer dans de l'acide hydro-chlorique et en faisant cristalliser hors du contact de l'air. Il a les mêmes usages que le sel précédent.

Deuto-hydro-chlorate de fer.

Il est sous la forme d'un liquide d'un rouge-brun foncé, qu'on nomme *huile*

de Mars, ou de cristaux rouges obtenus par la sublimation ou la cristallisation. Il est soluble dans l'alcohol et dans l'éther. Les deux dissolutions réunies forment la *teinture nervine de Bestuscheff*, qui se décolore à la lumière et reprend sa couleur dans l'obscurité.

La dissolution d'un des sels précédens étant saturée de chlore, prend une couleur noire-jaunâtre foncée. C'est du trito-hydro-chlorate de fer ; à froid, il ne répand aucune odeur de chlore, mais à chaud il laisse échapper du chlore et prend la couleur brune-rougeâtre du deuto-hydro-chlorate.

Sulfate d'alumine et de deutoxide de fer.

Il se forme conjointement avec l'alun ordinaire, dont il a la forme cristalline, la saveur et l'absence de couleur. Les alcalis, dont l'oxide de fer tient la place près du sulfate acide d'alumine, en

précipitent du deutoxide de fer au lieu d'alumine. On l'obtient en réunissant les deux sels qui le composent et en faisant cristalliser.

De l'étain.

Historique. — Il se trouve dans la nature à l'état d'oxide et de sulfure.

Propriétés. — Il se rapproche de l'argent pour l'éclat et la couleur ; il est malléable, ductile, et se laisse battre en feuilles très-minces. Étant frotté il répand une odeur particulière. Il possède une saveur qui lui est propre. Sa pesanteur spécifique est 7,291 ; plié il craque, c'est ce qu'on désigne par l'expression de cri de l'étain. Il fond à 210° sans se volatiliser, et cristallise en refroidissant. S'il est parfaitement pur, l'air et l'oxigène, à la température ordinaire, sont presque sans action sur lui. Dans son alliage avec le plomb,

c'est ce dernier métal qui se sous-oxide à l'air.

Moiré métallique. — On humecte une plaque de fer-blanc d'Angleterre d'un mélange d'eau et d'acide nitro-muriatique : après l'immersion on échauffe et on plonge dans l'eau froide ; le moiré se forme aussitôt. L'étain et le fer en se combinant par pénétration pour former le fer-blanc, offrent une cristallisation invisible, parce qu'elle est masquée par une autre cristallisation confuse ; les acides enlèvent celle-ci et laissent apercevoir l'autre, qui forme le moiré à elle seule. M. Allard, de Bruxelles, a découvert le moiré.

Usages. — L'étain est employé dans les arts et en médecine, c'est un vermifuge.

Des oxides d'étain.

Protoxide. — Il est le produit de

l'art; il est 1° blanc à l'état d'hydrate, 2° noirâtre à l'état sec. En absorbant l'oxigène de l'air il passe à l'état de deutoxide. On l'obtient en échauffant le métal au contact de l'air ou de la vapeur aqueuse; dans le premier cas il y a combustion avec flamme, dans le second il se dégage du gaz hydrogène. On se le procure identique en décomposant le proto-hydro-chlorate d'étain par la potasse caustique mise sans excès : il se précipite un hydrate de protoxide qu'on fait rougir hors du contact de l'air.

Deutoxide. — Il existe dans la nature à l'état de pierre d'étain; il est blanc et ne change pas par la dessiccation de son hydrate; à une chaleur rouge il jaunit et cesse d'être soluble dans les acides. On l'obtient du traitement de l'étain ou du protoxide d'étain avec l'acide nitrique concentré. Il se produit aussi et se sublime sous la forme d'une

poudre blanche lorsqu'on échauffe jusqu'au rouge intense l'étain au contact de l'air. Ils sont l'un et l'autre solubles dans les alcalis : le premier se partage alors en le second et en étain réduit.

Des sels d'étain.

Les principaux sont 1° le proto-hydro-chlorate d'étain (sel d'étain), 2° et le deuto-hydro-chlorate d'étain.

1° La potasse, la soude et l'ammoniaque caustiques précipitent les proto-sels en blanc ; c'est un hydrate de protoxide ; les deuto-sels en blanc également ; c'est un hydrate de deutoxide. Un excès d'alcali fait disparaître le précipité.

2° L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates solubles précipitent les proto-sels en *chocolat,* les deuto-sels en *jaune brunâtre ;* ce sont des hydro-

sulfates d'étain, qui par la chaleur sont changés en sulfures.

3° Le prussiate de potasse et de fer les précipite en blanc.

4° La cochenille précipite les proto-sels en *cramoisi*, les deuto-sels, en *écarlate*.

5° Les proto-sels abaissent jusqu'à l'état de sel à protoxide le métal de tous les sels à deutoxide et jusqu'à celui de fer.

Le sous-proto-hydro-chlorate est dissous par la potasse caustique; le composé se partage bientôt en métal réduit et en sel à deutoxide.

Les dissolutions des proto-sels, exposées à l'air, absorbent l'oxigène, se troublent et donnent un précipité qui est tantôt un deutoxide, tantôt un oxido-sel à deutoxide ou à protoxide.

Il est en gros cristaux blancs doués d'une saveur styptique et très-solubles dans l'eau. Il est très-avide d'oxigène. Il réduit en métal, à la fois l'acide et l'oxide d'arsenic. Il réduit tous les oxides faibles et change en protoxides tous les deutoxides et jusqu'à celui d'azote. L'affinité sollicitante de l'acide détermine ces effets, hors pour le dernier. Un diluement très-fort par l'eau le partage en sous-sel qui se dépose et en sur-sel qui reste dissous. Le lait, qui le décompose, est son antidote.

Empoisonnement. — Ce sel est reconnaissable aux propriétés des hydrochlorates et à celles des sels d'étain.

Préparation. — On prend 1° de l'acide hydro-chlorique liquide concentré, 2° et de l'étain divisé. On échauffe et on fait cristalliser. Privé d'eau il est

volatil, gris, brillant, mi-opaque, d'une fracture vitreuse; on obtient ce dernier en traitant à la distillation avec le sel marin décrépité le sulfate d'étain anhydre, que le proto-sulfure d'étain fournit avec le deutoxide de mercure; il se nomme alors beurre d'étain; un amalgame d'étain soumis à la distillation avec du proto-chlorure de mercure le fournit également. Sa dissolution tiède se partage quelquefois en deuto-hydro-chlorate et en métal réduit et cristallisé.

Usages. — Il est employé comme désoxidant, et comme mordant en teinture.

Du deuto-hydro-chlorate d'étain.

Il est le produit de l'art; ses cristaux sont déliquescens; privé d'eau et fait de deuto-chlorure de mercure et de rapure ou d'amalgame d'étain, il est

liquide, volatil et fume au contact de l'air. Il porte alors le nom de *liqueur fumante de Libavius*. L'eau le consolide en une masse cristalline, qui par la chaleur se fond comme de la glace et se fige en refroidissant ; il est très-soluble dans l'eau. L'alcohol partage le deuto-chlorure en oxido-proto-chlorure: de l'éther muriatique est produit; on l'obtient aussi en saturant de chlore l'hydro-chlorate de protoxide. C'est un poison.

La plupart des liquides végétaux et animaux décomposent les sels d'étain et les transforment en un corps insoluble ; on a recours aux réactifs ; si le liquide est coloré et qu'on ait affaire au deuto-hydro-chlorate, on pourra se servir du chlore pour le décolorer ; si on avait affaire au proto-hydro-chlorate, comme pour être décoloré il lui faut six fois autant de chlore qu'il en faut pour dé-

colorer les autres liquides, et qu'en faisant passer le proto-sel à l'état de deuto-sel, il affaiblit la liqueur au point que les réactifs n'ont plus d'action sur cette dernière, on fait en conséquence évaporer. Si on ne pouvait détruire entièrement la couleur du liquide, on y ajouterait de la potasse; on dessécherait le mélange suspect pour le calciner avec du charbon. Si on obtenait de l'étain métallique, on affirmerait que le liquide renfermait une préparation d'étain, sans pouvoir connaître que c'est tel sel plutôt que tel autre.

Le proto-hydro-chlorate d'étain est rapidement converti en une matière insoluble par le lait, l'albumine, la gélatine, la bile, le thé, le café, la noix de galle, etc.; il est donc décomposé dans l'estomac; on cherche par conséquent à prouver sa présence dans les

matières solides ou dans les membranes du canal digestif, au moyen de la potasse et du charbon.

L'étain donne avec le soufre un deuto-sulfure nommé *or mussif*, écailleux, onctueux, et ayant la couleur et l'éclat de l'or lorsqu'il est obtenu par la sublimation; c'est un vermifuge.

Du cadmium.

Historique. — Découvert en ces derniers temps par MM. Roloff et Hermann. Jusqu'ici il n'a été trouvé que dans quelques mines de zinc.

Propriétés. — Il a la couleur et l'éclat de l'argent; il est mou, flexible, malléable, ductile et aisément fusible. Il fond avant de rougir et se volatilise par l'augmentation de la chaleur. Sa pesanteur spécifique est 8,604; échauffé au contact de l'air il brûle et se convertit

en un oxide jaune. Il forme avec les acides hydro-chlorique, nitrique et sulfurique des sels cristallisables. Le sulfure de cadmium fondu est en écailles transparentes, d'un beau jaune-citron. Il est employé en peinture.

MÉTAUX DE LA QUATRIÈME CLASSE.

Ils sont au nombre de quatorze; les principaux sont 1° l'arsenic, 2° l'antimoine, 3° le chrôme, 4° le bismuth, 5° le plomb, 6° et le cuivre.

1° L'eau n'est décomposée par eux ni à chaud ni à froid; 2° l'oxigène est absorbé par eux à une température élevée; 3° ils donnent des oxides irréductibles par la chaleur seule; 4° l'acide sulfurique les attaque à chaud, quoique concentré; 5° l'acide nitrique les attaque vivement; 6° l'acide hydro-chlorique liquide en dissout quelques-uns

après les avoir oxidés : son eau est décomposée.

De l'arsenic métallique.

Historique. — Il se trouve dans la nature à l'état vierge dans les veines des roches primitives, et presque pur dans la poudre aux mouches, ou combiné avec l'oxigène, le soufre et différens métaux qu'il minéralise ; on l'extrait de la pyrite arsenicale échauffée au rouge dans une cornue : l'arsenic se sublime et le fer reste. Cette pyrite est de l'arseniure de fer.

Propriétés. — Il est gris-bleuâtre, brillant, infusible, quoique volatil, à la pression ordinaire de l'air, fusible sous une pression très-forte ; très-cassant ; pesanteur spécifique 8,309.

Caractères essentiels. — 1° Chauffé dans des vaisseaux clos, il se sublime à 180° et cristallise ; 2° s'il se trouve en

contact avec l'oxigène, ou l'air atmosphérique lorsqu'on l'a chauffé brusquement, il brûle avec une flamme bleue, passe à l'état d'oxide blanc d'arsenic, paraissant sous forme de vapeurs blanches douées d'une odeur alliacée, dangereuses à respirer et blanchissant la lame de cuivre sur laquelle on les reçoit; 3° au contact de l'air froid, il se couvre d'abord d'une pellicule noire de sous-oxide qui ternit l'éclat du métal, et se réduit plus tard entièrement en une poudre de sous-oxide; c'est la poudre aux mouches; la partie réduite de cette poudre, en opposition à l'oxide forme un pyrophore qui, en masse un peu considérable, s'enflamme spontanément au contact de l'air. Son odeur d'ail provient du métal s'oxidant et n'appartient pas à l'oxide formé; 4° il minéralise les métaux à la manière du soufre, du sélène, etc.

Le soufre donne avec l'arsenic 1° l'orpiment, 2° le réalgar, 3° et un sous-sulfure répondant au sous-oxide d'arsenic. Les deux premiers se trouvent dans la nature, le troisième est un produit de l'art.

1° *Orpiment naturel* (arsenic jaune). — Il est formé d'un volume de vapeur d'arsenic et d'un demi volume de vapeur de soufre ($37\frac{1}{2}$ et 24); il répond à l'acide arsénieux; on le trouve dans la nature; il est lamelleux et d'une couleur *jaune-citron;* c'est un poison violent.

Orpiment artificiel (sulfure jaune d'arsenic). — Il est jaune, pulvérulent ou en masse, très-soluble dans l'ammoniaque; il contient le même rapport d'arsenic et de soufre que le précédent. Avant d'avoir été échauffé, c'est de l'hydro-sulfate.

Empoisonnement. — Chauffés avec

du flux noir, ils sont décomposés : il se forme un sulfure de potasse (foie de soufre) qu'on reconnaît à ses propriétés, et l'arsenic s'obtient réduit.

Usages. — Ils entrent dans la composition du baume-vert, du collyre de Lansfranc, etc. Ils sont employés dans la peinture au vernis de copal. Celui natif et aussi le réalgar entrent dans la composition de quelques couleurs d'impression et de teinture.

Préparation. — On décompose une dissolution d'oxide blanc d'arsenic par l'acide hydro-sulfurique, ou bien on décompose du chlorure d'arsenic par de l'hydro-sulfate de chaux obtenu du sulfure de cette terre ; on lave et on sèche. Celui qu'on fait en précipitant du sur-hydro-chlorate d'arsenic avec de l'hydro-sulfate simple ou sulfure de chaux

contient deux fois et trois fois plus de soufre.

2° *Réalgar naturel* (arsenic rouge). — On le trouve dans la nature; il est vitreux, mi-transparent, *rouge*, lorsqu'il est en masse, et *orangé* seulement quand il est réduit en poudre; il contient volumes égaux de vapeur d'arsenic et de vapeur de soufre ($37\frac{1}{2}$ et 16) ct répond à un oxide d'arsenic qui n'est pas connu; il est très-vénéneux.

Réalgar factice. — On l'obtient en faisant fondre le soufre et l'arsenic dans les rapports ci-dessus, et aussi en décomposant au feu 50 parties d'arsenic blanc par 28 parties de soufre : il se dégage du gaz acide sulfureux et il se forme du sulfure de métal réduit; il est alors transparent.

Empoisonnement. — Ces deux corps

se comportent avec le flux noir comme les deux orpimens précédens.

Sous-sulfure d'arsenic. — Il est d'un brun noirâtre et se partage au feu en réalgar et arsenic réduit. Le traitement du réalgar par la potasse caustique le laisse pour résidu : du sur-sulfure est dissous par l'alcali.

L'acide arsénique précipité par l'acide hydro-sulfurique donne un hydro-sulfate où 5 volumes de vapeur de soufre sont unis à 2 volumes de vapeur d'arsenic.

De l'acide arsénieux (oxide blanc d'arsenic) et de l'acide arsénique.

L'acide arsénieux existe sous la forme de cristaux blancs, d'une poudre blanche ou de masses blanches; celles-ci sont vitreuses, mi-transparentes; il est volatil à 195° et cristallise en refroidissant; on l'obtient par la sublimation.

L'acide arsénique ne se rencontre pas seul dans la nature, mais bien uni à d'autres corps; il est blanc, fusible, et transparent après la fusion; il attire l'humidité de l'air.

On prépare l'acide arsénique en traitant l'acide arsénieux avec l'eau régale faiblement proportionnée d'acide hydrochlorique; on évapore lentement et, à la fin, on échauffe jusqu'à l'incandescence obscure.

L'acide arsénieux rougit peu ou point le tournesol; l'autre le rougit fortement.

L'acide arsénieux projeté sur un charbon ardent se réduit, se volatilise, se réoxide à l'air, et répand des vapeurs blanches, épaisses, douées d'une odeur alliacée; l'autre, projeté sur les charbons ardens, reste fixe pendant quelque temps, et se décompose ensuite pour passer à l'état d'acide arsénieux,

qui se volatilise : de l'oxigène est mis en liberté.

L'acide arsénieux vitrifié n'est pas déliquescent, l'autre l'est.

L'acide arsénieux est peu soluble dans l'eau (50 parties), la dissolution *verdit* légèrement le sirop de violettes et ramène au *bleu* le tournesol rougi par un acide; l'acide arsénique est très-soluble dans l'eau: la solution rougit le sirop de violettes.

Ces deux acides, traités par le charbon et la potasse, donnent de l'arsenic métallique.

L'acide arsénieux dissous dans l'eau aiguisée d'un peu d'acide hydro-chlorique, est précipité en *jaune-serin* par l'acide hydro-sulfurique à froid et de suite; le précipité est un *hydro-sulfate d'arsenic* (orpiment artificiel). L'acide arsénique ne précipite, par le même acide, qu'à une température élevée,

ou après un temps plus ou moins long; le précipité est plus pâle.

L'acide arsénieux précipite en *vert* le sulfate de cuivre ammoniacal; l'autre, en *blanc*.

Le premier forme avec les bases des arsénites; le second, des arséniates.

Empoisonnement par l'acide arsénieux.

1° S'il est solide et en poudre grossière comme on le trouve toujours dans le commerce, on étudiera sa nature; une première indication sera prise du tact en roulant les parcelles les plus grossières entre les doigts : elles se font sentir par une rudesse tout-à-fait particulière; un connaisseur ne peut se méprendre sur ce signe préliminaire; on le projettera sur des charbons ardens : on le reconnaît à son odeur d'ail et à sa vapeur blanche grisâtre.

2° S'il se dissout dans peu d'eau on

le traitera, après avoir légèrement acidulé la dissolution, 1° par l'acide hydrosulfurique, 2° par l'acide hydro-chlorique, 3° par le deuto-sulfate de cuivre ammoniacal, 4° par l'eau de chaux bouillante.

3° S'il se dissout dans beaucoup plus d'eau, l'eau de chaux et le sulfate de cuivre ammoniacal sont sans effet; on a alors recours au nitrate d'argent ammoniacal qui le précipite en jaune, ou à l'acide hydro-sulfurique et à quelques gouttes d'acide hydro-chlorique; on tient le tout pendant quelques heures sur les cendres chaudes; on voit se développer des flocons de *sulfure jaune d'arsenic*.

4° S'il est dissous dans l'eau contenant des liquides qui ne l'ont point décomposé : ces liquides sont le thé, le café, le vin rouge, le lait, etc.; on aura recours à l'acide nitrique avec lequel

on fait bouillir jusqu'à décoloration. On emploierait le chlore pour les décolorer, s'il ne convertissait pas l'acide arsénieux en acide arsénique qui est beaucoup plus difficile à reconnaître par les réactifs; ou si on le préfère on versera dans ce liquide coloré un excès d'acide hydro-sulfurique, et quelques gouttes d'acide hydro-chlorique; il se formera un *sulfure d'arsenic* d'un *jaune* plus ou moins foncé, qu'on calcinera avec de la potasse et du charbon pour en obtenir l'arsenic métallique.

5° S'il est mêlé à quelques substances solides, telles qu'un emplâtre ou tout autre médicament externe solide, on coupera celui-ci en petits fragmens pour le faire bouillir pendant un quart-d'heure avec de l'eau distillée, qui ne dissoudra que l'acide arsénieux : la liqueur filtrée sera soumise aux réactifs; s'ils demeuraient sans effet à cause d'un reste de

matière colorante, on la détruirait au moyen du chlore pour traiter ensuite la liqueur par l'acide hydro-sulfurique et quelques gouttes d'acide hydro-chlorique; il se formerait un sulfure d'arsenic qu'on traiterait par la potasse pour en extraire l'arsenic métallique.

6° S'il fait partie des matières des vomissemens, telles que les liquides et les solides contenus dans le canal digestif, et même des tissus qui composent le canal; après avoir cherché une poudre blanche ou des fragmens d'acide arsénieux dans ces matières, on s'occupera des liquides qu'on filtrera après les avoir exprimés dans un linge fin, pour en séparer les matières solides que l'on conservera : on traitera une portion du liquide par l'acide hydro-sulfurique et quelques gouttes d'acide hydro-chlorique; si on obtient un *sulfure jaune d'arsenic*, on soupçonnera

qu'il contient de l'acide arsénieux ; s'il n'en était pas ainsi, on s'occuperait des solides, que l'on ferait bouillir pendant sept à huit minutes dans de l'eau distillée qui ne dissoudrait que l'acide arsénieux ; on filtrerait la liqueur qu'on traiterait par l'acide hydro-sulfurique et quelques gouttes d'acide hydro-chlorique. Si l'on obtient un précipité *jaune de sulfure d'arsenic*, on en conclura qu'il peut contenir de l'acide arsénieux.

Si les réactifs semblent échouer, ou si la dissolution *jaunit* seulement, sans laisser déposer des flocons de sulfure d'arsenic, on détruira la matière animale ou végétale, par l'acide nitrique; on aura alors une liqueur contenant 1° des acides arsénieux, 2° nitreux, 3° et nitrique. On saturera ces acides de potasse pure, ou de sous-carbonate de potasse pur, pour verser ensuite dans la liqueur un excès d'acide hydro-sul-

furique et quelques gouttes d'acide hydro-chlorique ; il se formera à l'aide de la chaleur un précipité *jaune* composé : 1° de soufre, 2° et de sulfure, qui peut être d'arsenic. Ce précipité est soluble dans la potasse et l'ammoniaque. (L'émétique, comme tous les sels d'antimoine, précipité en *jaune* par ce réactif, en est distingué par l'insolubilité du précipité dans l'ammoniaque.) On laissera déposer ce précipité pour le traiter par l'ammoniaque, qui ne dissoudra que le sulfure et laissera déposer l'excès de soufre, qu'on obtiendra sur le filtre. On traitera ensuite ce sulfure ainsi dissous dans l'ammoniaque par l'acide hydro-chlorique qui s'emparera de l'ammoniaque pour former un hydrochlorate d'ammoniac soluble ; des flocons de *sulfure jaune d'arsenic* se précipiteront ; on les obtiendra de la liqueur par la voie de la filtration, afin

de traiter ce sulfure par la potasse pure dans un creuset.

Si tous ces moyens échouaient au point de ne pas donner un *sulfure d'arsenic* reconnaissable, on traiterait la masse par la potasse et le charbon; on chaufferait le tout dans une cornue; l'arsenic métallique viendrait se condenser dans le col de la cornue; la potasse est ici employée pour empêcher l'acide arsénieux de se volatiliser, tandis que le charbon le décompose en s'emparant de son oxigène. On reconnaît l'arsenic métallique aux propriétés que nous lui avons détaillées à l'article *Arsenic métallique*. On peut le traiter par le sulfate de cuivre ammoniacal : il se forme un précipité *bleu* qui, exposé à l'air, devient *vert;* ici l'arsenic métallique a passé à l'état d'acide arsénieux au moyen de l'oxigène de l'air, lequel précipite en *vert* le sulfate de cuivre

ammoniacal ; il se forme un arsénite de cuivre insoluble, et un arséniate d'ammoniaque soluble.

On trouve quelquefois dans le canal digestif de petits grains ressemblans à l'acide arsénieux par leur forme et leur couleur, donnant une odeur alliacée particulière lorsqu'on les met sur des charbons ardens ; on les a pu prendre pour de l'oxide blanc d'arsenic : or, le phosphore, l'ail et quelques autres substances offrant l'odeur alliacée, ce caractère doit être regardé comme un *indice* et non comme une preuve de la présence de l'acide arsénieux. L'existence de ce poison ne peut être mise hors de doute qu'en le faisant dissoudre dans l'eau acidinulée par l'acide hydrochlorique, pour le traiter par l'acide hydro-sulfurique. Ces grains déflagrent quelquefois ; ils sont formés de graisse : l'acide arsénieux ne déflagre pas.

On a découvert en Angleterre qu'une décoction de café cru et une d'ognons donnent avec le sulfate de cuivre ammoniacal et avec le sulfate de cuivre simple les mêmes précipités que l'acide arsénieux; ce qui a fait avancer tout récemment que les réactifs étaient inutiles; mais d'abord les précipités de cette décoction ne sont point caractérisés comme on veut l'insinuer; ensuite la décoction traitée par l'acide hydrosulfurique ne change pas de couleur.

Les produits quelconques provenus des diverses réactions, doivent en définitive être réduits en métal pour pouvoir prononcer avec certitude dans une matière aussi grave que l'empoisonnement par l'arsenic.

La pâte arsénicale du frère Cosme est composée : 1° d'oxide blanc d'arsenic, 2° de sang-dragon, 3° et de cinabre. On la traite par l'alcohol, qui ne dissout

que le sang-dragon ; on filtre, et on obtient l'acide arsénieux, qu'on traite par les réactifs.

L'oxide noir d'arsenic est composé 1° d'arsenic métallique, 2° et d'acide arsénieux.

La poudre aux mouches est l'arsenic légèrement oxidé : chauffés modérément en vase clos, ces deux corps se transforment en arsenic réduit qui se sublime, et en acide arsénieux qu'on reconnaît à ses propriétés.

La teinture minérale de Fowler est composée 1° d'acide arsénieux, 2° de potasse, 3° d'esprit de lavande rouge ; les réactifs agissent sur l'acide arsénieux pur.

L'acide arsénieux peut donner la mort sans développer aucun symptôme d'empoisonnement ; il peut être absorbé. On a remarqué, en Allemagne, que les individus, soumis depuis long-temps à

un traitement arsénical, offraient des concrétions polypeuses dans les cavités du cœur.

L'arsenic forme avec l'hydrogène un hydrure concret, brun, et deux sortes d'hydrogène arsénié, dont l'un est très-fétide, et l'autre exempt d'odeur; ce dernier est singulièrement dangereux à respirer.

Des arsénites et des arséniates.

Ils sont doués d'une odeur alliacée, quand on les projette sur des charbons ardens.

Les arsénites sont constamment précipités à froid par l'acide hydro-sulfurique; la présence d'un alcali empêche l'effet, celle d'un acide le favorise : les arséniates le sont seulement à la longue et à chaud, et également sous l'addition d'un peu d'acide.

Les arsénites précipitent en *vert jau-*

nâtre par les sulfates de cuivre, simple et ammoniacal; les arséniates en *blanc bleuâtre*.

Les arsénites sont précipités en *jaune* par le nitrate d'argent; le précipité est insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniaque; les arséniates en *rouge-brun*. C'est de l'arséniate d'argent.

Les arséniates sont en outre précipités en *blanc jaunâtre* par le deutonitrate de mercure; en *blanc*, par le deuto-chlorate de fer : le précipité est soluble dans l'ammoniaque et dans l'acide nitrique.

Du chrôme.

Historique. — Le chrôme ne s'est pas encore rencontré natif, mais uni comme acide ou oxide à l'oxide de plomb dans le plomb rouge de Sibérie, au deutoxide de cuivre dans la vauquelinite et au protoxide de fer dans le fer chromaté

de France et autre. Il a été découvert par Vauquelin en 1797.

Propriétés. — Il est d'un blanc grisâtre, très-cassant, très-difficilement fusible et néanmoins très-facile à réduire: pesanteur spécifique 4,19. Il a beaucoup de rapport dans sa manière de s'oxider avec le manganèse. Il forme avec l'acide phtorique un tri-phtorure que l'eau partage en acide hydro-phtorique et en acide chromique. Avec le chlore il produit le même composé.

Protoxide de chrôme.

Le chrôme chauffé en contact avec l'oxigène ou l'air atmosphérique s'oxide: c'est le protoxide de chrôme; il est vert et se fonce en couleur par son échauffement au rouge; il devient alors indissoluble dans les acides. Les sels de protoxide de chrôme sont verts ou d'un vert bleuâtre.

Acide chromique.

Il est rouge obscur, tirant sur le noir, cristallisé, et décomposable par la chaleur en oxigène et protoxide avec émission d'un éclair de feu. Il est soluble dans l'eau, et a une saveur acide prononcée. Il forme avec les alcalis et les terres, des sels jaunes ou rouges, solubles; avec les oxides des métaux anciens, des sous-sels ou des sels, insolubles, ayant les mêmes couleurs. Il colore en vert le protoxide d'étain; le chromate natif de plomb est rouge, le sous-chromate de plomb artificiel est jaune; le chromate d'argent est pourpre; celui de protoxide de mercure est rouge-carmin; au feu il se décompose en oxigène et en métal réduit : il reste du protoxide de chrôme vert. Le même protoxide reste lorsqu'on décompose au feu le mélange d'un chromate d'alcali

fixe et l'hydro-chlorate d'ammoniaque. L'ammoniaque et l'acide chromique sont décomposés, l'un en azote et en eau, et l'autre en protoxide : l'acide hydro-chlorique s'unit à l'alcali; une portion d'ammoniaque s'envole sans être décomposée. Les chromate neutre et acide de potasse, jaune et déteignant fortement en cette couleur, sont employés en teinture.

L'acide en s'unissant au protoxide de son métal, forme un composé insoluble, brun, rougeâtre, lequel a été considéré comme un oxide particulier; il se combine avec les acides et forme des sels.

Usages. — Le protoxide est employé pour peindre en vert sur porcelaine.

De l'antimoine (régule d'antimoine).

Historique. — Il se trouve dans la nature en petite quantité à l'état natif, et allié à l'argent; quelquefois à l'état

d'oxide; en grande quantité, en combinaison avec le soufre, dans les mines noire et rouge d'antimoine. Dans cette dernière le métal est sous-oxidé.

Propriétés. — Il est d'un blanc bleuâtre, brillant, semblable à l'étain; il est cristallin, volatil au contact de l'air, cassant et facile à réduire en poudre. Pesanteur spécifique, 618; l'oxigène et l'air sec ne l'attaquent pas; humides ils le recouvrent d'un enduit gris noirâtre, qui est un sous-oxide; ils l'attaquent si on élève fortement la température; il se forme un deutoxide blanc appelé *fleurs d'antimoine;* chauffé dans des vaisseaux clos, il fond au-dessous de la chaleur rouge.

L'antimoine du commerce peut contenir de l'arsenic dont la dissolution à l'état d'oxide dans les acides hydrochlorique et tartarique ou la crême de

tartre le dépouille. L'émétique, le beurre d'antimoine, préparés avec de l'antimoine contenant de l'arsenic, en sont privés.

Préparation. — On prend 1° sulfure d'antimoine, 2° de tartre, 3° et nitrate de potasse, on réduit en poudre, on mêle et on projette par parties dans un creuset rougi au feu; il se fait une déflagration. On laisse bien fondre, on décante les trois quarts de la fonte en la versant sur une pierre et on coule le quart restant dans une lingotière échauffée et enduite de suif; un culot de métal se trouve au fond, c'est l'antimoine.

Usage. — On l'a employé comme purgatif.

Sulfure d'antimoine. — Il se trouve très-abondamment dans la nature; il est en masses striées d'un noir bleuâtre; il est aisément fusible et a un éclat métal-

lique remarquable. Le sulfure rouge natif est du sous-sulfure de sous-oxide d'antimoine, il est rouge et cristallisé. Chauffé avec le contact de l'air le sulfure laisse dégager de l'acide sulfureux et passe à l'état de protoxide d'antimoine faiblement sulfuré. Le métal et la plus grande partie du soufre a absorbé l'oxigène de l'air; liquéfié au feu et refroidi il donne une fonte qu'on nomme *verre d'antimoine;* ce verre contient de la silice, et du sulfure de sous-oxide qui le colore en rouge-hyacinthe. On s'en sert pour faire le tartre émétique et autres préparations antimoniales.

L'acide hydro-chlorique transforme le sulfure d'antimoine en hydro-chlorate d'antimoine acide et indécomposable par l'eau. L'action s'arrête dès l'instant qu'il ne reste plus d'excès d'acide à la formation du sur-sel : il se dégage du

gaz acide hydro-sulfurique ; l'eau de l'acide hydro-chlorique est décomposée, son oxigène se porte sur l'antimoine, qui se combine avec l'acide hydro-chlorique, tandis que son hydrogène se porte sur le soufre pour former de l'acide hydro-sulfurique.

Beurre d'antimoine (chlorure d'antimoine). — Il est sous la forme d'une masse épaisse, d'une consistance graisseuse ; il est gris-brunâtre, brillant, très-caustique, s'humecte à l'air, décompose l'eau et se transforme en hydro-chlorate d'antimoine qui, avec plus d'eau, se partage en haut sur-hydro-chlorate et en bas sous-hydro-chlorate. L'alcohol, et l'eau chargée d'acide tartarique le dissolvent sans le décomposer.

Empoisonnement. — On étudie ses propriétés physiques d'abord, puis on

le traite par l'eau ; quand on a obtenu la poudre d'Algaroth, on étudie ses propriétés physiques, puis ses propriétés chimiques, qui sont celles affectées aux hydro-chlorates et aux sels d'antimoine.

Usages. — C'est un caustique énergique propre à corroder les chairs.

Préparation. — On prend, 1° de l'antimoine ou du sulfure d'antimoine, 2° et du deuto-chlorure de mercure. On recueille 1° un chlorure d'antimoine, 2° et du mercure réduit ou du cinabre. On peut aussi prendre 1° la masse saline sèche qui reste après qu'on a traité à chaud de l'antimoine avec l'acide sulfurique, 2° et chlorure de sodium. On répand par couches dans une cornue et on distille.

Antimoine diaphorétique non lavé. — Si on projette dans un creuset chauffé

au rouge, 1° de l'antimoine métallique, 2° et du nitrate de potasse, mêlés ensemble, on obtient l'antimoine diaphorétique non lavé, qui contient 1° un sous-antimonite de potasse, 2° du sulfate de potasse, 3° de l'arsenite de potasse, 4° et de la potasse libre.

Antimoine diaphorétique lavé.—Quand on traite par l'eau l'antimoine diaphorétique non lavé, on obtient l'antimoine diaphorétique lavé, qui est un sous-antimonite de potasse exempt de sels étrangers.

Usages. — Ils sont employés comme fondans et sudorifiques.

Oxides d'antimoine.

On en connaît trois : le protoxide, le deutoxide (acide antimonieux), et le peroxide (acide antimonique). Ces trois oxides sont des poisons; les deux der-

niers sont d'un blanc jaunâtre, le premier, qui est le seul soluble dans les acides, est gris et fusible au feu. Il offre alors une fonte cristalline jaune; on l'obtient en traitant à la fusion l'un des deux derniers avec de l'antimoine réduit, en de justes rapports. Le premier résulte de la combinaison de celui-ci avec le second. Chauffés avec du charbon, tous donnent de l'antimoine métallique.

Sels d'antimoine.

Les principaux sont : 1° le proto-hydro-chlorate et le deuto-hydro-chlorate, d'antimoine, celui-ci liquide, fumant, très-volatil et cristallisant avec l'eau, 2° l'hydro-sulfate d'antimoine, 3° le sous-hydro-sulfate de sous-oxide d'antimoine (kermès minéral), 4° et l'hydro-sulfate sulfuré d'antimoine (soufre doré).

1° La potasse, la soude et l'ammo-

niaque caustiques précipitent les deux premiers en blanc (hydrate de protoxide); un excès d'alcali dissout le précipité.

2° L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates solubles le précipitent en jaune-orangé (hydro-sulfate d'antimoine).

3° L'infusion de noix de galle le précipite en blanc jaunâtre.

4° Le fer et le zinc précipitent de l'hydro-chlorate *l'antimoine métallique*, en s'emparant de l'oxigène de l'oxide d'antimoine et se dissolvant dans l'acide.

5° L'eau précipite le proto-hydrochlorate en *blanc;* il se forme deux sels, un sur-sel soluble et un sous-sel insoluble; le sur-sel soluble est composé d'une partie de la base et de trois parties de l'acide; le sous-sel insoluble est composé de trois parties de la base et d'une par-

tie de l'acide; ce dernier est la *poudre d'Algaroth*.

Hydro-chlorate d'antimoine.

Il est liquide, incolore et encore caustique : on l'obtient en laissant le proto-chlorure se liquéfier à l'air, dont il absorbe l'eau. Aussi, en saturant à chaud et à mesure que l'eau se vaporise, du sur-hydro-chlorate par du protoxide : le chlorure est moins volatil que l'hydro-chlorate; chauffé il se volatilise sans se transformer en chlorure d'antimoine (beurre d'antimoine); avec un excès d'eau il se décompose.

Empoisonnement. — Ce sel a les propriétés des hydro-chlorates et des sels d'antimoine.

Hydro-sulfate d'antimoine.

Il est d'un orangé vif; on l'obtient en décomposant par du gaz acide hydro-

sulfurique une solution de tartre émétique ou d'hydro-chlorate d'antimoine, maintenu soluble par les moyens cités; son nom indique sa composition. Le calorique le décompose en eau et en sulfure de métal réduit; déjà, pendant qu'on le dessèche, il se transforme en kermès minéral, qui est un sous-hydrate de sulfure hydrogéné à sous-oxide ou d'hydro-sulfite de celui-ci. Il est soluble dans les alcalis.

Hydro-sulfite de sous-oxide d'antimoine (kermès minéral).

Il est d'un rouge brun d'autant plus foncé qu'il a été mieux préservé du contact de l'air et de la lumière; il est insoluble dans l'eau, soluble dans les alcalis. L'acide hydro-chlorique le décompose à chaud : de l'acide hydro-sulfurique se dégage et du protoxide est dissous.

Usages. — C'est un excitant du système pulmonaire, un sudorifique et un émétique.

Préparation. — On fait bouillir ensemble 1° du sulfure d'antimoine, 2° du sous-carbonate de potasse; par le refroidissement le kermès se dépose; on le lave dans l'eau qui a bouilli, et sans le contact de l'air. L'eau a été décomposée, son oxigène a sous-oxidé l'antimoine, et son hydrogène s'est porté sur le soufre pour former de l'hydrure de soufre, qui s'est combiné avec le sous-oxide d'antimoine; on s'empare de la potasse au moyen d'un acide qui forme un sel de potasse; de l'acide hydro-sulfurique se dégage et de l'hydro-sulfate sulfuré d'antimoine insoluble est précipité; on le rassemble sur le filtre, on le lave et on le fait sécher : on le nomme *soufre doré d'antimoine.*

Usages. — Les mêmes que ceux du précédent.

Empoisonnement. — On les reconnaît à leurs propriétés comme hydro-sulfates et comme sels d'antimoine; traités par le charbon et le nitre, ils donnent de l'antimoine métallique; fondus seuls, ils donnent du sulfure d'antimoine réduit; le dernier donne, en outre, du soufre.

Du plomb.

Historique. — Il se trouve dans la nature à l'état vierge, mais beaucoup plus souvent combiné avec d'autres corps; avec l'oxigène et différens acides, avec le chlore et surtout avec le soufre, seul ou avec le soufre et un autre sulfure, dans le minéral nommé *galène*.

Propriétés. — C'est un métal d'un blanc bleuâtre, très-flexible, très-brillant et très-ductile, pesant 11,352 spécifiquement; fusible à 300°; fondu et

soumis à l'action de l'oxigène ou de l'air atmosphérique, il passe à l'état de sous-oxide, gris, dit *cendre*, puis de protoxide jaune, ensuite de deutoxide rouge. L'air sec ne l'oxide pas à froid, mais le ternit : il se forme une couche de sous-oxide; si l'air est humide, il absorbe l'acide carbonique de l'air après s'être oxidé : il se forme un sous-carbonate de plomb incomplet; cet effet est lent à se produire. L'eau, sans l'intermède de l'air, n'agit pas sur le plomb; l'oxide hydraté absorbe aussi l'acide carbonique de l'air, s'en sature et forme un sous-carbonate de plomb qui se dissout dans l'eau en très-petite quantité et à la faveur d'un excès d'acide; si on prive l'eau de son excès d'acide en l'échauffant, il laisse échapper du sous-carbonate de plomb insoluble.

On obtient le plomb très-pur en le précipitant à l'aide du zinc, de la dis-

solution d'un de ses sels. Il paraît sous la forme d'une végétation brillante, qu'on nomme *arbre de Saturne*. La solution doit être très-affaiblie par l'eau.

Oxides de plomb.

Le *protoxide* (massicot). — Il est 1° blanc, à l'état d'hydrate, 2° jaune, à l'état sec. Il se fond au feu en un verre très-avide de combinaison avec d'autres oxides, même les plus apyres, qu'il entraîne avec lui dans sa fusion. Il se dissout dans les alcalis fixes liquides. On l'obtient en décomposant au feu le sous-carbonate ou le nitrate de plomb. C'est le seul oxide baseux du plomb. La litharge est du protoxide uni à du deutoxide. Il est mi-fondu et cristallisé en écailles; il provient de la coupellation faite en grand de l'argent et de l'or alliés au cuivre : il contient par conséquent du cuivre.

Deutoxide (hypo-peroxide, *minium*). — C'est le précédent qui a pris plus d'oxigène; il est d'un rouge brillant. On l'obtient en chauffant au rouge et en contact avec l'air, du massicot ou de la litharge, réduits en poudre fine; on bouche le fourneau pour rendre le refroidissement le plus lent possible. Le procédé marcherait plus rapidement si l'on employait de l'hydrate de protoxide. C'est une combinaison d'oxide jaune avec du peroxide puce.

Peroxide (oxide puce). — Il est brun; le deutoxide, traité par un acide, qui forme avec le plomb un sel soluble, le fournit. L'acide nitrique concentré le convertit entièrement en peroxide, à froid, et le dissout en totalité, à chaud: il se dégage de l'oxigène. Lorsque l'acide est dilué et en quantité suffisante pour dissoudre tout l'oxide, le peroxide est peu à peu détruit et il reste à sa place

du peroxide d'hydrogène et du protonitrate de plomb.

Usages. — Le premier forme avec l'huile et les graisses, les emplâtres et onguens de plomb : tous trois sont siccatifs. L'oxide de plomb entre dans la composition du verre qu'on nomme *flintglas*.

Empoisonnement. — Chauffés avec du charbon, ils donnent du plomb métallique; ils sont partiellement ou totalement solubles dans l'acide nitrique et forment un nitrate de plomb, dont on étudie les propriétés comme nitrate et comme sel de plomb. Le massicot est très-légèrement soluble dans l'eau lorsqu'il est à l'état d'hydrate : les autres y sont insolubles.

Sels de plomb.

1° La potasse, la soude et l'ammo-

niaque donnent avec eux un précipité qui est 1° blanc, à l'état d'hydrate, 2° jaune, à l'état sec (protoxide). Un excès considérable de potasse prend le précipité en solution; l'ammoniaque ne décompose pas tous les sels de plomb.

2° Les sous-carbonates solubles les précipitent en *blanc;* l'acide carbonique précipite les sous-sels de plomb également en blanc. Ce sont des sous-carbonates de plomb. Avec les sous-carbonates on doit procéder à chaud.

3° L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates solubles les précipitent en brun foncé, qui passe ensuite au noir (hydro-sulfate de plomb).

4° L'acide hydriodique et les hydriodates solubles les précipitent en *jaune d'or brillant* (iodure de plomb). Cet iodure est soluble dans l'eau à la faveur de l'acide acétique : il cristallise de cette solution en cristaux *jaunes* écla-

tans; il est volatil et se sublime au feu et en vase clos.

5° L'acide chromique et les chromates solubles les précipitent en *jaune-serin* et en *rouge* (sous-chromate et chromate de plomb).

6° L'acide sulfurique et les sulfates solubles les précipitent en *blanc* (sulfate de plomb insoluble).

7° Tous sont blancs, et tous ceux solubles ont une saveur sucrée et styptique.

Sous-carbonate de plomb (céruse).

Il se trouve dans la nature, tantôt sous forme de cristaux blancs, tantôt sous celle de masses blanches informes. Si on le soupçonnait dans la farine, on traiterait celle-ci par l'eau, qui la tiendrait suspendue, tandis que le sous-carbonate se précipiterait.

Empoisonnement. — Ce sel a les pro-

priétés des sous-carbonates et des sels de plomb.

Usages. — On se sert de la céruse pour étendre les couleurs et rendre plus siccatives les huiles qui leur servent d'excipient. En médecine on l'emploie comme siccatif et révulsif. Avec la chaux et le sous-carbonate de potasse elle donne une poudre qui, étant humectée d'eau et appliquée sur les cheveux, les noircit.

Préparation. — On se sert 1° de gaz acide carbonique, 2° et d'une dissolution de sous-sel de plomb soluble, contenant 1° un sel de plomb, 2° et un oxide de plomb, puisque les sous-sels sont tous avec excès de base. L'acide carbonique qu'on fait arriver dans la dissolution, s'empare de cet excès de base pour former un sous-carbonate de plomb insoluble, et le sel de plomb est

ramené à l'état de sel neutre ou de sel saturé d'acide; on décante; on obtient un sous-carbonate de plomb. On expose aussi, en vase clos, des lames de plomb à l'action de la vapeur de vinaigre : le vinaigre se partage en acide carbonique et en esprit pyro-acétique: le plomb est en même temps oxidé; il se forme du sel de saturne avec lequel l'esprit pyro-acétique reste engagé. On peut, en outre, précipiter à chaud un sel de plomb neutre soluble par un sous-carbonate soluble.

Nitrate de plomb. — Il est obtenu par la dissolution de l'oxide de plomb dans l'acide nitrique et la cristallisation. On l'emploie comme réactif. Par sa décomposition au feu il fournit l'acide nitreux liquide anhydre. Il a un sous-nitrate cristallisable, qu'on se procure en faisant bouillir le nitrate dissous dans l'eau

avec l'égal de son contenu en protoxide et en filtrant à chaud.

Du bismuth.

Il se trouve dans la nature à l'état natif, et combiné avec l'oxigène et autres corps. Il a l'éclat de l'argent. Sa couleur est d'un blanc réfléchissant le rouge ; il est formé de lames cristallines très-brillantes ; il est très-fragile ; sa pesanteur spécifique est 9,822. Il se laisse sublimer ; il fond à 247° et cristallise en refroidissant.

Oxide de bismuth.

Cet oxide est 1° blanc, à l'état d'hydrate, 2° jaune, à l'état sec. Il est fusible et vitrifiable ; il n'est soluble jusqu'à saturation que dans les acides concentrés. A l'air, le bismuth se couvre d'un enduit brun rougeâtre et, soutenu par une chaleur modérée, il se réduit

totalement en une poudre de la même couleur. C'est du sous-oxide de bismuth.

On obtient l'oxide en échauffant le métal au contact de l'air et à une chaleur blanche; aussi, en décomposant au feu l'hydrate blanc.

Sels de bismuth.

1° La potasse, la soude et l'ammoniaque en séparent l'oxide, à l'état d'hydrate.

2° Les sous-carbonates solubles les précipitent également en blanc. C'est un hydrato-sous-carbonate.

3° L'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates solubles occasionnent un précipité brun noirâtre de sulfure de bismuth hydrogéné.

4° Le prussiate de potasse et de fer les précipite en blanc.

5° L'infusion de noix de galle les précipite en *jaune-orangé*.

6° Le sel triple de Prusse les précipite en blanc.

7° Les chromates solubles les précipitent en jaune.

8° L'eau les précipite en blanc; c'est un sous-sel.

Nitrate de bismuth.

Ses cristaux sont blancs, légèrement déliquescens; dissous dans très-peu d'eau, ils ne se décomposent pas; mais si on verse cette dissolution concentrée dans une plus grande quantité d'eau, elle est aussitôt décomposée et transformée en bas sous-nitrate de bismuth, qui se dépose sous la forme de flocons blancs, et en haut sur-nitrate de bismuth qui reste dissous.

Empoisonnement. — Ce sel, comme nitrate, a les propriétés des nitrates, et, comme sel de bismuth, il a les propriétés des sels de bismuth; on le sou-

mettra donc aux réactifs qui précipitent ces sels; si on obtient un sulfure de bismuth au moyen de l'acide hydrosulfurique, on le traitera dans un creuset avec de la potasse, pour obtenir un sulfure de potasse, et du bismuth métallique; s'il se trouvait mêlé à des substances susceptibles de le décomposer, telles que le lait, la bile, le vin, l'albumine, les matières des vomissemens, les tissus des organes, on dessécherait ces mêmes matières pour les mêler avec de la potasse, et les calciner afin d'en extraire le bismuth métallique.

Préparation du sous-nitrate de bismuth. — On prépare d'abord le nitrate de bismuth en mettant le métal en contact avec l'acide nitrique : il se dégage du gaz nitreux, et le métal oxide se dissout dans la portion d'acide non décomposée; quand on l'a obtenu, on le délaie dans beaucoup d'eau pour

obtenir le sous-nitrate qu'on lave pour le débarrasser du sur-nitrate et d'une portion de sel légèrement sous-saturée d'acide, qui est soluble dans l'eau; on fait sécher à l'ombre. On obtient le même sous-sel en soumettant le sel neutre à la distillation : il passe de l'acide nitrique blanc; ce précipité porte le nom de *magistère de bismuth*. L'acide nitrique très-concentré n'attaque pas le bismuth, lors même qu'il est bouillant.

Empoisonnement. — Il jouit des propriétés des nitrates et des sels de bismuth.

Usages. — Le magistère de bismuth est un cardialgique fréquemment employé. Le nitrate sert d'encre sympathique à caractères blancs. On écrit avec la solution, on laisse sécher, on plonge le papier dans l'eau. Les lettres, formées de magistère, apparaissent blan-

ches. Le blanc de fard est du magistère de bismuth préparé avec soin.

Avec le plomb et l'étain le bismuth forme un alliage métallique, qu'on nomme métal fusible de Newton, et qui fond à une température inférieure à celle de l'eau bouillante; on s'en sert pour plomber les dents cariées.

Du cuivre.

Historique. — Il se trouve dans la nature à l'état natif, et combiné avec différens corps, surtout avec le soufre seul, ou le soufre et le fer, formant alors la pyrite cuivreuse.

Propriétés. — Il est d'une belle couleur rouge, malléable, ductile, sonore et très-brillant; sa pesanteur spécifique est de 8,895; il est fusible à 27° du pyromètre de Wedgwood; fondu, et en contact avec l'oxigène ou l'air atmosphé-

rique, il passe à l'état de deutoxide *noir;* à la température ordinaire et avec l'intervention de l'eau, l'oxigène et l'air atmosphérique le font aussi passer à l'état de deutoxide, qui absorbe l'acide carbonique de l'air pour passer à l'état de sous-deuto-carbonate de cuivre insoluble, vert (vert-de-gris naturel, ærugo nobilis).

Sulfure de cuivre. — Il existe dans la nature, où il constitue la pyrite de cuivre d'un jaune doré, qui étant d'abord grillée et laissée ensuite s'effleurir à l'air se transforme en sulfate bleu (cas important en médecine légale). Traité par l'acide nitrique, ce sulfure se transforme en sulfate de cuivre, et il se dégage du gaz nitreux; l'acide est décomposé, une partie de son oxigène oxide le cuivre et acidifie le soufre pour former de l'oxide de cuivre et de l'acide sulfurique, qui se combinent ensemble

pour former un sulfate de cuivre. Ainsi, si on avait une liqueur colorée contenant des sels de cuivre, et que les réactifs vinssent à échouer, on la saturerait d'acide hydro-sulfurique pour former un hydro-sulfate de cuivre *noir* qu'on séparerait de la dissolution par le filtre; on le transformerait ensuite en sulfate de cuivre, en le traitant par l'acide sulfurique pour traiter ensuite ce sulfate par les réactifs qui précipitent les sels de cuivre. Le cuivre métallique en masse ou divisé n'est point vénéneux. L'eau qui passe dans les canaux de cuivre où se forme le sous-carbonate de cuivre, n'est point malfaisante si elle est parfaitement limpide, parce qu'elle ne dissout pas ce sel. L'eau distillée peut bouillir dans des vases de cuivre sans devenir vénéneuse; l'eau salée au contraire oxide le cuivre : il se forme un sel double qui la rend vénéneuse.

De l'eau salée mêlée à du lard, du beurre, ou autres matières grasses, chauffée dans un vase de cuivre non étamé, ne devient pas vénéneuse; cela tient à ce que la matière grasse s'empare de l'oxide de cuivre à mesure qu'il se forme, le solidifie et le rend insoluble. Le meilleur antidote des sels de cuivre, c'est l'albumine.

Oxides de cuivre.

Protoxide. — On le trouve dans la nature où il forme la mine de cuivre rouge; il est 1° jaune-orangé à l'état d'hydrate, 2° rouge-orangé à l'état sec. L'hydrate change de couleur avec le contact de l'air; il passe à l'état de deutoxide. On obtient cet hydrate en décomposant le proto-hydro-chlorate de cuivre par la potasse caustique. Il se combine difficilement avec les acides. Il donne des dissolutions brunes sans le

contact de l'air, et bleues, avec le contact de l'air. Ces dissolutions se partagent en sel à deutoxide et en métal réduit. La présence de métal réduit dans la dissolution empêche cet effet. Les proto- et deuto-oxides et sels de cuivre ne se combinent pas entre eux; c'est une propriété qu'aucun autre métal, ayant deux oxides basiques, ne partage avec le cuivre. Sa dissolution dans l'ammoniaque, faite sans le contact de l'air, est incolore. On l'obtient en grand de l'ignition de feuilles minces de cuivre réduit, tenues en contact avec de la poudre de deutoxide. Sous la réaction des acides il se partage aisément en deutoxide et en cuivre métallique.

Deutoxide. — Il est 1° bleu à l'état d'hydrate, 2° noir à l'état sec. Il suffit de verser sur l'hydrate de l'eau bouillante pour le rendre anhydre et noir. Il se combine facilement avec les acides;

dissous dans l'ammoniaque il donne une dissolution *bleu-de-ciel*, laquelle, étant concentrée, dépose des cristaux de la même couleur. Les sels ammoniacaux doubles sont d'un bleu foncé. Le nitrate de cuivre ammoniacal est vert. On obtient le deutoxide de cuivre en décomposant au feu, soit le sous-carbonate, soit le nitrate ou l'hydrate de deutoxide.

Le deutoxide est employé à l'analyse des substances organiques : son oxigène convertit l'hydrogène en eau et le carbone en acide carbonique. L'azote, si la substance en contient, est rendu libre.

Empoisonnement. — On les reconnaît à leurs caractères distinctifs et au cuivre métallique qu'ils donnent quand on les traite par le charbon.

Sels de cuivre.

Les sels principaux de cuivre sont

1° le sous-deuto-carbonate de cuivre, naturel et artificiel, 2° le deuto-sulfate de cuivre (vitriol bleu, vitriol de Chypre, couperose bleue), 3° le sulfate de cuivre ammoniacal. Leurs dissolutions sont bleues ou vertes.

1° La potasse, la soude et l'ammoniaque, mis sans excès, les précipitent en *bleu blanchâtre* (hydrate de deutoxide), 2° les sous-carbonates des mêmes trois alcalis les précipitent en vert pâle; un excès d'acide dans les deux premiers et un excès du dernier alcali déterminent une reprise en solution partielle ou totale du précipité; 3° l'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates solubles les précipitent en *brun noirâtre* (sulfure hydrogéné de cuivre); 3° le prussiate de potasse et de fer les précipite en *cramoisi* ou *brun-marron* (prussiate de cuivre et de fer); 5° l'acide arsénieux les précipite en *vert-pré* (arsénite de cuivre);

6° le fer et le zinc en précipitent le cuivre à l'état réduit.

Deuto-sous-carbonate de cuivre.

On le trouve dans la nature ; il porte le nom de lazure de cuivre ; il est tantôt sous la forme de masses mamelonnées, ou sous celle de houppes soyeuses, d'un vert-pomme ou émeraude. Celui qu'on prépare est pulvérulent, d'une très-belle couleur verte ; on trouve dans la nature trois espèces de vert-de-gris : 1° un sous-carbonate de cuivre *bleu* hydraté et dur, c'est la malachite native ; 2° un sous-deuto-carbonate de cuivre *vert*, moins hydraté ; 3° un sous-deuto-carbonate de cuivre, brun, anhydre, lequel s'obtient aussi par l'art en versant de l'eau chaude sur le sel vert de la même nature.

Usage. — On l'emploie en peinture à

l'huile et en détrempe; aussi à l'impression du papier de tenture.

Empoisonnement. — Ce sel a les propriétés des sous-carbonates et des sels de cuivre; traité par le charbon, il donne du cuivre métallique.

Deuto-sulfate de cuivre.

Historique. — On le trouve dans certaines eaux voisines des mines de sulfure de cuivre. On le retire en grand de la pyrite cuivreuse grillée et effleurie à l'air.

Propriétés. — Ses cristaux sont transparens, un peu efflorescens, d'un bleu très-foncé, doués d'une saveur âpre et styptique; il a un sous-sel en poudre, et un sel double très-bien cristallisé, dont la potasse forme la seconde base. Il doit sa couleur à l'eau, car l'acide sulfurique dans lequel on le plonge, en

lui enlevant ce liquide, le réduit en un cristal blanc. Ce cristal, extrait de l'acide et arrosé d'eau, redevient bleu. A un feu fort il se résout en acide sulfurique et en deutoxide.

Usages. — On l'administre dans certaines névralgies; dans l'empoisonnement par l'opium; quand l'estomac est engourdi au point de ne pouvoir se contracter sous l'influence de l'émétique, on a recours à ce sel pour faire vomir. Il entre dans la composition de la pierre divine, de l'eau styptique, du cuivre ammoniacal, etc., etc.

Le cuivre décompose l'acide sélénique et le convertit en acide sélénieux: il se forme un deuto-séléniate ou un deuto-sélénite de cuivre, suivant le rapport du métal. Le deutoxide de cuivre ne forme que le premier de ces sels.

Empoisonnement. — Il a les proprié-

tés des sulfates et des sels de cuivre ; on le traite alors par les réactifs qui précipitent les sels de cuivre.

Il peut se trouver mêlé à des liquides qui ne l'ont point décomposé, ou qui ne l'ont décomposé qu'en partie, tels que le vin, le café, les liquides vomis ; on divisera les liquides en deux parties.

On en traitera une par les réactifs connus ; si on obtient des précipités appréciables, on affirmera l'existence d'un sel de cuivre. S'il en est autrement, on versera dans la liqueur un excès d'acide hydro-sulfurique pour obtenir un hydro-sulfate *noir* de cuivre, qu'on traitera ensuite par le charbon et la potasse, dans un creuset ; il se formera un sulfure de potasse, et le cuivre métallique sera mis à nu ; on traitera ces deux corps par l'eau distillée qui dissoudra le sulfure de potassium sans agir sur le cuivre qu'on obtiendra sur

le filtre. On pourra encore traiter le sulfure de cuivre par l'acide nitrique pour obtenir un sulfate de cuivre d'un bleu verdâtre qu'on reconnaîtra à ses caractères physiques et chimiques. On a conseillé, pour s'assurer si les matières contenaient un sulfate de cuivre, de les traiter par l'hydro-chlorate de baryte, et d'affirmer l'existence d'un sulfate de cuivre, s'il se formait un sulfate de baryte, mais, comme les matières alimentaires contiennent souvent des sulfates de soude, de chaux, etc., qui donnent avec l'hydro-chlorate de baryte un sulfate de baryte, on doit rejeter ce caractère.

On reconnaîtra que du sulfate de cuivre a été cuit avec la pâte de pain, dans laquelle il existe à l'état de bi-sous-sulfate, en faisant bouillir le pain avec de l'acide sulfurique faible. On filtre, on sature l'excès d'acide par la potasse

caustique; on précipite ensuite par le sel triple de Prusse, le sulfate double de potasse et de cuivre qui est produit : on obtiendra un précipité rouge cramoisi d'hydro-cyanate de fer et de cuivre. On mouille en même temps avec du sel triple une tranche de ce même pain : la présence du bi-sous-sulfate sera indiquée par une tache de la même couleur que ci-dessus. Si le pain était aigre, la tache serait bleu-verdâtre, couleur due à la précipitation du bleu de Prusse, existant dans le sel triple, par l'acide. L'arséniate de potasse transforme la tache rouge cramoisi en un très-beau vert.

Préparation. — On fait bouillir le cuivre métallique avec de l'acide sulfurique concentré : il se dégage de l'acide sulfureux; on dissout dans de l'eau la masse obtenue, on évapore et on fait cristalliser; trois parties de cuivre et

neuf d'acide sont en rapport convenable pour cette opération. En grand on fait rougir au four des lames de cuivre saupoudrées de soufre, et on convertit en sulfate. On peut aussi faire effleurir par la chaleur et au contact de l'air le sulfate du commerce, dissoudre et faire cristalliser.

Sulfate de cuivre ammoniacal (cuivre ammoniacal).

C'est un sel confusément cristallisé en lames, d'une couleur bleue foncée et d'une odeur ammoniacale; il perd peu à peu à l'air l'ammoniaque qui tenait en dissolution le deutoxide de cuivre et devient du sulfate d'ammoniaque uni à du deutoxide de cuivre; il a les propriétés médicinales du sous-deuto-sulfate de cuivre : c'est un poison qu'on soumet aux réactifs pour le distinguer; on le prépare en traitant une dissolution saturée de sulfate de cuivre par l'ammo-

niaque gazeuse, à quel effet on enferme sous une cloche la dissolution avec de l'ammoniaque liquide. On obtient une matière cristalline du bleu le plus intense. Il consiste en sulfate d'ammoniaque et ammoniure de cuivre. C'est un réactif très-bon pour la découverte des acides arsénieux et arsénique. La présence d'un sel ammoniacal en rapport notable empêche la réaction.

Le cuivre a un hydrato-peroxide, ou un engagement avec le peroxide d'hydrogène.

MÉTAUX DE LA CINQUIÈME CLASSE.

Ces métaux sont 1° le nickel, 2° le mercure, 3° l'osmium, 4° et l'argent.

L'eau n'est décomposée par eux à aucune température.

L'oxigène n'est absorbé par eux qu'à un certain degré de chaleur au-delà

duquel ils l'abandonnent pour se réduire.

Du nickel.

Historique. — Il a été découvert en 1751, par Cronstedt : on ne le trouve nulle part vierge dans la nature ; il est allié au fer dans la plupart des aérolithes ; dans le kupfer-nickel, il est combiné avec le soufre, l'arsenic, le cobalt et également avec le fer.

Propriétés. — Il joint à la blancheur de l'argent l'éclat de l'acier ; il est malléable et assez ductile pour être tiré en fils de la grosseur d'un cinquantième de pouce. Après le fer, c'est le métal que l'aimant attire avec le plus de force ; pesanteur spécifique 8,38 ; il se fond à 170° Wedg. L'oxigène et l'air atmosphérique ne l'attaquent pas à froid, mais à une chaleur rouge ils le sous-oxident.

Oxides du nickel.

Protoxide. — Il est gris de cendre. Il est réductible à un fort feu. On l'obtient en décomposant son hydrate à une chaleur rouge et hors du contact de l'air.

Hypo-peroxide. — Il est noir et insoluble sans décomposition dans les acides. L'acide hydro-chlorique réagissant sur lui à chaud est converti en chlore. On l'obtient en traitant avec le chlorure de chaux dissous l'hydrate de protoxide de nickel. On le trouve dans la nature sous le nom de *noir de nickel*.

Sels de nickel.

1° Les alcalis caustiques les précipitent en vert. Le précipité est un hydrate que l'ammoniaque dissout avec une belle couleur bleue; 2° les sous-carbonates solubles les précipitent éga-

lement en vert. C'est un sous-carbonate décomposable à une chaleur rouge faible; s'il est en contact avec l'air, il prend de l'oxigène à mesure qu'il perd de l'acide carbonique, et se transforme en hypo-peroxide; 3° les sels de nickel ont eux-mêmes une couleur verte; 4° l'acide hydro-sulfurique ne décompose qu'en partie les sels de nickel, formés d'un acide minéral : l'action cesse dès l'instant que le sel a pris un léger excès d'acide. Les hydro-sulfates solubles les précipitent en entier; le précipité est noir; 5° ils sont efflorescens à l'air sec, et déliquescens à l'air humide; 6° le sulfate de nickel s'engage avec celui de potasse en un sel double dont les cristaux sont verts.

Nitrate de nickel. — Il est en cristaux d'un vert pâle; uni au nitrate d'ammoniaque il forme un sel double de la même couleur.

Usages. — On commence à l'employer comme métal de monnaie. Allié au cuivre et au zinc, il donne un alliage ayant la couleur et presque l'inaltérabilité à l'air, de l'argent.

Du mercure (argent-vif).

Historique. — Il se trouve à l'état natif et combiné avec le soufre dans le cinabre.

Propriétés. — C'est un métal liquide, blanc, tirant légèrement sur le bleu; sa pesanteur spécifique est de 13,668; il est volatil entre 60° et 70°; à 360° il bout; à 40° sous 0° il se concrète : on peut le congeler et l'avoir cristallisé, au moyen d'un mélange réfrigérant ou d'une vaporisation rapide, l'un et l'autre capables d'exciter un froid de 40°—0°. A la température ordinaire, l'air et l'oxigène sont presque sans action sur lui; quand il n'est pas très-divisé il n'est pas

vénéneux; ainsi, dans un cas d'invagination des intestins, on peut l'administrer sans crainte, car il est chassé assez promptement de l'économie pour n'y occasioner aucun accident; s'il y séjournait trop long-temps, il pourrait être divisé au point d'être absorbé, ce qui occasionnerait un véritable empoisonnement. La vapeur mercurielle, qui est si délétère, n'est que du mercure métallique très-divisé; cette divisibilité est une qualité qui lui donne la propriété d'être vénéneux. Dans l'onguent gris il n'est que très-divisé et nullement oxidé: ce qui le prouve, c'est la température de 60° cent., qui fond la graisse de l'onguent-gris et offre le mercure à l'état métallique; cette température est trop basse pour avoir pu le désoxider.

L'eau distillée et parfaitement privée d'air, en contact avec le mercure, finit par noircir sans être décomposée par

lui; l'eau est alors vénéneuse, parce que le mercure se trouve extrêmement divisé. On dit, et avec raison, que le mercure ne décompose pas l'eau; cependant on s'est aperçu que, dans certaines circonstances, il opérait la décomposition de ce liquide : on ne savait alors comment se rendre compte de ce phénomène qui est très-simple, quoiqu'extraordinaire en apparence. Tant que le mercure était pur, aucun phénomène n'avait lieu; y ajoutait-on soit du cuivre, du plomb ou de l'étain, le phénomène ci-dessus se manifestait; voici alors ce qui se passait : le mercure en se combinant avec un de ces corps formait un alliage qui représentait un élément de la pile électrique; cet élément ou couple développait de l'électricité et se trouvait avec deux pôles, l'un vitré, l'autre résineux; ce couple décomposait l'eau dont l'oxigène qui est

électro-résineux se portait au pôle vitré, ou du métal étranger et l'hydrogène qui est électro-vitré se portait au pôle résineux, ou du mercure, or, l'hydrogène est connu s'unir à ce métal et le noircir.

Sulfure noir de mercure. — Il est composé 1° de soufre, 2° et de mercure métallique, unis chimiquement ensemble. On l'obtient par le broiement de ses deux constituans réunis en de justes rapports. C'est du proto-sulfure. L'éthiops minéral des pharmaciens est du deuto-sulfure par trituration avec un grand excès de soufre mécaniquement incorporé.

Sulfure rouge de mercure (cinabre). — On le trouve abondamment dans la nature. Le cinabre natif est *rouge*, celui factice paraît *violet* lorsqu'il est en fragmens ; il est d'un beau rouge, quand

il est pulvérisé; il constitue alors le *vermillon*. C'est du deuto-sulfure. On l'obtient en broyant à chaud et dans un pot de terre $9\frac{1}{2}$ parties de mercure avec $1\frac{1}{2}$ partie de soufre en bâton. L'extinction se fait promptement. On introduit la poudre noire dans une fiole à médecine et on sublime au bain de sable.

Usages. — On employait celui-ci en fumigations pour guérir les anciens cancers, etc. L'autre sert intérieurement comme extérieurement à combattre les exanthèmes chroniques. C'est du cinabre décomposé au feu et dans un appareil distillatoire par du minium ou de la chaux qu'on obtient le mercure.

Proto-chlorure de mercure (calomel, mercure doux, aquila alba, panacée mercurielle).

Deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif). — Ces deux corps sont obtenus par la voie sèche comme par la voie humide; l'un peut être sublimé et cristallisé, l'autre seulement sublimé, mais aussi précipité.

Le calomel n'est pas sapide; l'autre a une saveur âcre, styptique et métallique.

Le calomel est insoluble dans l'eau, et l'autre s'y dissout.

Le calomel donne avec les alcalis fixes caustiques une poudre *grise noirâtre*; l'autre, une poudre *jaune rougeâtre :* l'eau a été décomposée; il s'est formé un hydro-chlorate de l'alcali soluble, et le mercure a été oxidé au premier degré pour former un protoxide de mercure *noirâtre*, et au deuxième degré, pour former un deutoxide rouge, jauni par l'eau qui l'hydrate.

Le calomel ne se combine pas avec

les substances animales; l'autre s'y combine.

Chauffés au rouge avec un alcali, ils donnent tous deux du mercure métallique et du gaz oxigène; du chlorure de l'alcali métallisé est produit.

Usage du calomel. — C'est un fondant, un purgatif, un anti-vénérien et un anti-vermineux.

Préparation du calomel. — On prend une dissolution 1° de protoxide de mercure dans un acide, 2° d'hydro-chlorate de soude. On lave le précipité blanc pour dissoudre le sublimé qu'il peut retenir; quand il ne jaunit pas par la potasse, on peut affirmer qu'il ne contient pas de sublimé corrosif libre. C'est le mercure précipité blanc ou mercure doux de Schéele. Pour l'usage interne on le soumet à la sublimation. En se servant de nitrate pour sel de protoxide,

on fait bien de le broyer à sec avec le chlorure de sodium, d'ajouter de l'eau en petite quantité à la fois et de laver. On le prépare aussi en broyant jusqu'à extinction le sublimé corrosif avec l'égal de son contenu en mercure; on sublime.

Usages du deuto-chlorure. — C'est un anti-syphilitique. On l'emploie fréquemment à la formation des chlorures volatils sujets à être décomposés par l'eau et qu'autrefois on nommait *beurres*.

Empoisonnement. — Dissous, il est considéré comme un deuto-hydro-chlorate de mercure; on le reconnaît aux propriétés des hydro-chlorates et des sels de mercure; on le traite alors par les réactifs qui précipitent les sels de mercure.

Si la dissolution était étendue au point de faire échouer les réactifs, on y ver-

serait de l'éther sulfurique qui s'emparerait du sublimé; après avoir agité pendant un temps plus ou moins long, il se forme deux couches à la surface du liquide : 1° l'une supérieure, 2° et l'autre inférieure : la supérieure contient le sublimé dissous dans l'éther; on la fait évaporer à une chaleur modérée; l'éther se dégage et le sublimé reste libre.

Si ce moyen échoue encore, on prend alors une lame d'or, une bague par exemple entourée d'un fil d'étain; on la plonge dans la dissolution : la lame d'or *blanchit* en se couvrant d'une couche de mercure; on la chauffe; le mercure se volatilise : le fil d'étain s'empare de l'oxigène de l'oxide de mercure pour former de l'oxide d'étain qui se combine avec l'acide hydro-chlorique qu'on a versé dans la dissolution, pour former un hydro-chlorate d'étain soluble : le

mercure, en se précipitant, se porte sur la lame d'or pour laquelle il a beaucoup d'affinité d'amalgamation.

Le vin, le café, la bile, les liquides vomis ou restés dans le canal digestif ne le décomposent point, ou ne le décomposent qu'en partie; on se servira alors d'éther sulfurique et on agitera doucement le mélange; il se formera deux couches, une supérieure colorée, si le liquide est coloré, et une inférieure incolore; on fera alors évaporer la couche inférieure.

Le sublimé est décomposé par toutes les matières animales, liquides ou solides, telles que le lait, la gélatine, la fibrine, l'albumine, et par toutes les substances végétales, telles que le sucre, l'amidon, etc. Dans l'estomac il est transformé en proto-chlorure qui se combine intimement avec les tissus organiques : ce qui distingue le proto-

chlorure provenant de la décomposition du deuto-chlorure par les substances qui se trouvent dans l'estomac, du proto-chlorure ordinaire, c'est sa combinaison intime avec les substances qui décomposent le deuto-chlorure : le calomel est toujours libre et sous forme de poussière blanche à la surface des tissus.

Quand on n'a pu le découvrir dans les liquides vomis ou restés dans l'estomac, on le cherche dans les solides, qu'on met dans une cornue avec de la potasse; on chauffe au rouge : il se forme un chlorure de potassium et le mercure est mis à nu; on traite de même les tissus du canal digestif, si on n'a pu le trouver dans les solides vomis ou restés dans le gaster; si on obtenait très-peu de mercure, on le traiterait par l'acide nitrique qui le transformerait en un nitrate de mercure qu'on

soumettrait aux réactifs. L'action du sublimé corrosif est beaucoup mitigée par son incorporation au sirop de sucre; c'est sous cette forme qu'il convient de l'administrer. On prescrit $1\frac{1}{2}$ once de sirop par chaque grain de sublimé corrosif.

Liqueur de Van-Swieten. — Elle est formée 1° d'un grain de sublimé, 2° et de deux onces d'eau-de-vie de grain; pour constater l'empoisonnement par cette liqueur on la traitera par l'éther, comme la dissolution aqueuse très-étendue.

Préparation du sublimé. — On introduit dans un matras de verre, 1° de l'hydro-chlorate de soude, 2° et du deuto-sulfate de mercure : on sublime; il reste du sulfate de soude, qui est fixe au feu. Aussi, en mêlant du deutoxide de mercure, d'abord avec du sel marin

et ensuite et peu à peu avec de l'acide sulfurique. On sèche et on fait sublimer. Par la voie humide on peut l'obtenir en dissolvant jusqu'à saturation, du deutoxide de mercure dans de l'acide hydro-chlorique dilué; on fait cristalliser; ainsi préparé il est sûrement exempt de combinaison avec du protochlorure.

Deuto-chlorure de mercure ammoniacal (précipité blanc ammoniacal). — C'est une poudre blanche sur laquelle l'ammoniaque n'exerce aucune action; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide hydro-chlorique, avec lequel il forme un deuto-hydro-chlorate de mercure uni à de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, cristallisé et nommé *sel d'Alembroth*. La poudre blanche est du deuto-chlorate de mercure combiné avec de l'hydrate de deutoxide du même

métal. On l'obtient en précipitant une dissolution de sublimé corrosif par de l'ammoniaque liquide.

Usages. — La poudre, à l'extérieur, dans les affections psoriques. Le sel d'Alembroth est un poison moins actif que le sublimé corrosif.

Proto-bromure de mercure. — Il est insoluble dans l'eau, volatil, jaune-citron à chaud, blanc à froid. On prend 1° du proto-nitrate de mercure, 2° et du bromure de sodium (24 du premier et $8\frac{3}{4}$ du second), on broie et on ajoute peu à peu de l'eau tiède : il se forme un proto-bromure de mercure et un nitrate de soude. On lave pour emporter ce dernier et on sublime. Le produit de l'extinction du mercure dans le deuto-bromure du même métal se partage en grande partie en ses constituans lorsqu'on le chauffe pour le sublimer.

Deuto-bromure de mercure. — Il est en très-beaux cristaux blancs, très-volatil et très-soluble dans l'eau. Pour le préparer on prend 1° de l'acide hydro-bromique, 2° et du deutoxide de mercure : on sature et on fait cristalliser ou on évapore jusqu'à siccité pour sublimer : ces deux corps commencent à être substitués au proto- et au deuto-chlorure de mercure, dont ils possèdent les vertus anti-syphilitiques.

Proto-iodure de mercure. — Jaune verdâtre, rouge après l'échauffement; à une chaleur brusque il se fond et se sublime; par un échauffement lent il se partage en deuto-iodure sublimé et en mercure réduit.

Deuto-iodure de mercure. — Rouge-écarlate; il jaunit par la fusion et se sublime en lamelles jaunes qui se colorent en rouge par le refroidissement.

Dissous à chaud dans l'alcohol il cristallise de cette dissolution. On préfère ces iodures au calomel et au sublimé corrosif; on les administre dans les mêmes circonstances et à la même dose; on les obtient tous deux par la trituration de l'iode avec le mercure coulant. On peut préparer l'un en précipitant un proto-sel de mercure, et l'autre, en précipitant un deuto-sel du même métal, par une dissolution d'hydriodate de potasse. En employant pour deuto-sel du deuto-hydro-chlorate de mercure, il se forme un sel double en cristaux *rose-pâle.*

Des oxides de mercure.

Protoxide de mercure noir. — Il est formé 1° de mercure, 2° et d'oxigène dans un rapport de la moitié moindre que le suivant. On l'obtient en décomposant le calomel par de la liqueur de

potasse caustique, ajoutée à la fois et en grand excès. On lave le précipité à l'eau froide et, entre des feuilles de papier brouillard, on le sèche sans le secours de la chaleur. On le recueille sec et très-noir en traitant au feu, en de justes rapports, du deutoxide de mercure avec de la pierre à cautère : il se place au fond du matras sous une couche de peroxide jaune de potassium. Il ne résulte pas du broiement de l'oxide rouge avec le mercure métallique, car il se partage lui-même en deutoxide et en métal réduit lorsqu'on le broie dans un mortier.

Deutoxide de mercure (précipité rouge, précipité *per se*). — Il est 1° jaune-serin à l'état d'hydrate, 2° rouge à l'état sec. On le prépare en décomposant au feu jusqu'à l'expulsion de tout acide, du proto-nitrate de mercure cristallisé;

aussi, en chauffant long-temps dans un matras à col long et à fond plat, du mercure. Le matras doit rester ouvert et la chaleur être voisine de l'ébullition du métal; il se forme du protoxide que la chaleur partage en deutoxide et métal réduit. C'est le précipité *per se*. Il est d'un rouge brillant, en paillettes micacées, et onctueux au toucher.

Ces deux oxides, noir et rouge, se réduisent à une chaleur d'incandescence, le premier en se partageant d'abord en deutoxide et mercure réduit; le second immédiatement et sans passer par l'état de protoxide: on obtient du gaz oxigène et du mercure métallique.

Empoisonnement.—Chauffés au rouge, les oxides fournissent du mercure métallique. L'acide hydro-chlorique transforme le premier, d'abord en sublimé corrosif et en mercure réduit et ensuite

en calomel qui résulte de ces deux réunis, et le second, en sublimé corrosif seul.

Sels de mercure.

1° La *potasse* et la *soude* donnent avec les proto-sels un précipité noir (protoxide), avec les deuto-sels un précipité jaune rougeâtre (deutoxide).

2° L'*acide hydro-sulfurique* précipite les proto-sels en noir (proto-hydrosulfate de mercure) et les deuto-sels, d'abord en blanc (proto-chlorure de mercure) et ensuite aussi en noir (deuto-hydro-sulfate de mercure). Les *hydro-sulfates solubles* les précipitent en noir (hydro-sulfate de mercure). Par un léger échauffement les précipités des proto-sels se transforment en éthiops minéral et ceux des deuto-sels en cinabre, dit par la voie humide.

3° Le *prussiate de potasse et de fer*

précipite en *blanc* les proto-sels ; il ne précipite pas les deuto-sels.

4° L'*acide hydro-chlorique* et les *hydrochlorates* précipitent les proto-sels en blanc (proto-chlorure, calomel) ; ils ne précipitent pas les deuto-sels.

5° Les *sous-carbonates solubles* précipitent les proto-sels en blanc, les deuto-sels en rouge de rouille.

6° L'*acide chromique* et les *chromates solubles* précipitent les proto-sels en orange rougeâtre ou écarlate.

7° Les *oxalates solubles* précipitent les proto-sels en blanc ; ils ne précipitent pas les deuto-sels.

8° Le *cuivre* décompose les deux ; il s'empare de l'oxigène de l'oxide de mercure et précipite celui-ci à l'état métallique.

9° L'*eau* en décompose plusieurs ; il se forme un sur-sel soluble et un sous-

sel insoluble, qui donne un précipité *blanc* ou *jaunâtre*.

Les sels de mercure ont très-souvent pour base à la fois du deutoxide et du protoxide.

Les principaux sels de mercure sont 1° le proto-sulfate, 2° le proto-nitrate, 3° le deuto-sulfate, 4° le deuto-nitrate, 5° le deuto-hydro-chlorate (sublimé dissous); l'histore de ce dernier se trouve à l'article *Sublimé corrosif*.

Proto-sulfate de mercure.

Il est blanc et pulvérulent ou cristallin; l'eau le partage en sous-sulfate insoluble et sulfate soluble.

Préparation. — On obtient le proto-sulfate de mercure en triturant et chauffant ensemble sans faire bouillir et jusqu'à conversion en une masse saline 19 parties de mercure et $9\frac{1}{4}$ parties d'acide sulfurique.

Usages. — Mêlé avec le sel marin et soumis à la sublimation, il fournit le mercure doux; on l'emploie à la formation de plusieurs autres proto-sels de mercure.

Empoisonnement. — Ce sel a les propriétés des sulfates et des sels de mercure.

Proto-nitrate de mercure.

Ses cristaux sont blancs, déliquescens, âcres, styptiques et décomposés par beaucoup d'eau, 1° en *proto-nitrate acide soluble* (appelé eau mercurielle), 2° et en *sous-proto-nitrate* jaune verdâtre insoluble.

Empoisonnement. — Il a les propriétés des nitrates et des sels de mercure.

Préparation. — On l'obtient en sous-saturant à froid de l'acide nitrique par du mercure : il cristallise un sel inco-

lore ; aussi en dissolvant le sous-nitrate dans l'acide nitrique. On peut également décomposer du proto-sulfate de mercure par un juste rapport de nitrate de baryte : on broie, on instille un peu d'eau à la fois, puis on lessive.

Usages. — L'eau mercurielle peut être employée pour toucher les chancres, etc. Le sel sert à faire le précipité blanc avec le sel marin, et fournit, par sa décomposition au feu, le deutoxide de mercure. Sa précipitation par l'ammoniaque donne le *mercure soluble d'Hahnemann*, qui est du nitrate ammoniacal de mercure noir.

Deuto-sulfate de mercure.

Il est solide, blanc, déliquescent, susceptible d'être décomposé par l'eau surtout bouillante, 1° en sur-deuto-sulfate soluble, 2° en un sous-deuto-sulfate *jaune* (turbith minéral), pulvé-

rulent, insoluble dans l'eau et donnant du mercure quand on le chauffe au rouge.

Usages. — Le turbith minéral a été préconisé comme pouvant prévenir la petite vérole; on l'a administré comme émétique dans la morsure des chiens enragés, etc. Soumis à la sublimation avec le chlorure de sodium, le deuto-sulfate donne le deuto-chlorure de mercure.

Empoisonnement. — Ce sel a les propriétés des sulfates et des sels de mercure.

Préparation. — On fait bouillir parties égales d'acide sulfurique concentré et de mercure jusqu'à siccité et réduction en une masse cristalline blanche; ou bien, on fait dissoudre à chaud du deutoxide de mercure dans le même acide sulfurique légèrement affaibli,

$10\frac{3}{4}$ parties du premier et $9\frac{1}{2}$ parties du second ; on broie et on échauffe pour dissiper l'eau.

Deuto-nitrate de mercure.

Ses cristaux sont blancs ou jaunâtres, doués d'une saveur métallique désagréable, et transformés par l'eau, ainsi que par la cristallisation, 1° en surdeuto-nitrate soluble, 2° en sous-deutonitrate *jaune,* insoluble ; ce nitrate n'a point d'existence cristallisée ; par l'évaporation jusqu'à siccité il se concrète sans cesser d'être neutre.

Préparation. — On l'obtient en faisant bouillir du mercure avec de l'acide nitrique jusqu'à ce que la dissolution, sans excès d'acide, ne précipite plus un hydro-chlorate soluble ; avec un excès d'acide le proto-deuto-sel donne un précipité blanc, mais qui est bientôt

redissous. En cas d'empoisonnement, on a recours, pour constater la présence de ce sel, aux propriétés physiques et chimiques des nitrates et des sels de mercure.

L'osmium est trop peu important et trop peu connu pour en traiter ici.

De l'argent.

Historique. — Il se trouve à l'état vierge dans la nature; il est cristallisé et en masse ou en lamelles. On le rencontre aussi en combinaison avec le chlore et avec le soufre seul ou avec le soufre et le sulfure de plomb; enfin avec d'autres métaux.

Propriétés. — Il est d'une belle couleur blanche et très-brillant; c'est le plus malléable et le plus ductile des métaux après l'or. Il est très-tenace; pesanteur spécifique 10,4743; fusible

à 600° et cristallisable en refroidissant. A une chaleur blanche il se volatilise; il brunit dans le voisinage du gaz acide hydro-sulfurique : il se forme du sulfure d'argent.

L'oxigène et *l'air atmosphérique* n'ont aucune action sur lui à la température ordinaire.

L'argent fondu et en contact avec l'air atmosphérique, attire l'oxigène sans s'y combiner intimement; il le laisse échapper en se refroidissant.

Le chlore gazeux forme avec l'argent un chlorure d'argent (muriate d'argent) qui se trouve cristallisé dans la nature. Il est blanc, insipide, caillebotté, susceptible de devenir violet et même noir si on l'expose à la lumière solaire; il est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'ammoniaque; il cristallise par la vaporisation de l'alcali; il est un peu soluble dans les acides concentrés.

Fondu à une chaleur rouge, il prend l'aspect de la corne et se nomme alors argent corné (luna cornea). La lune cornée peut être coupée au couteau : elle absorbe le gaz ammoniaque à froid et le lâche par l'échauffement. La vapeur d'eau, avec le secours de la chaleur, le décompose : il se forme de l'acide hydro-chlorique, de l'oxigène se dégage et il reste de l'argent réduit.

Certains acides forts sont sans action sur l'argent à froid; si on élève la température, ils l'attaquent. L'acide sulfurique dégage alors du gaz acide sulfureux et forme un sulfate d'argent; l'acide nitrique le dissout après l'avoir oxidé, même à froid : de la vapeur d'acide nitreux est rendue libre.

Oxides d'argent.

Protoxide. — Il est *noir-olive,* brillant, insoluble dans l'ammoniaque,

mais se combinant avec elle, partie sans s'y dissoudre, partie en s'y dissolvant, et alors se partageant en suroxide qui reste dissous, et sous-oxide qui se sépare. Il est réductible par le calorique. Le proto-sulfate de fer le décompose à froid en argent réduit et passe à l'état de deuto-sulfate; par l'ébullition les choses se rétablissent dans leur état primitif : l'argent se dissout et le deuto-sulfate rouge redevient proto-sulfate vert; par le refroidissement les effets se renversent de nouveau.

Peroxide. — Sa couleur est noir-de-fer; il est cristallisé et détone étant percuté avec le soufre ou le phosphore. Il se dépose sur le fil du pôle positif, lorsqu'on décompose le nitrate d'argent par le moyen de la pile galvanique. Il attire l'acide carbonique de l'air, et ver-

dit le sirop de violettes, propriété qui appartient aux alcalis; il est très-soluble dans l'ammoniaque.

Sels d'argent.

1° La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque* en précipitent l'oxide *noir-olive*.

2° L'*acide hydro-sulfurique* et les *hydro-sulfates solubles* les précipitent en *noir* (sulfure hydrogéné de sous-oxide d'argent).

3° L'*acide hydro-chlorique* et les *hydro-chlorates* les précipitent en *blanc* (chlorure d'argent insoluble).

4° Les *sous-carbonates* les décomposent en *blanc jaunâtre* (sous-carbonate d'argent insoluble).

5° Les *phosphates* les précipitent en *jaune* (phosphate d'argent insoluble).

6° Les *arséniates* les précipitent en *rouge brun*.

7° Le *cuivre* en précipite l'argent à

moins qu'il n'ait été préalablement plongé dans une dissolution d'or; alors l'argent n'est pas précipité.

8° L'*eau* qui n'a pas été distillée, les précipite légèrement en *blanc* (chlorure d'argent). Ce précipité s'est formé au moyen de ses hydro-chlorates.

Nitrate d'argent.

Ses cristaux sont blancs, transparens, très-caustiques; ils noircissent à la lumière et détonent lorsqu'on les percute avec un combustible un peu énergique. Ils sont solubles dans quatre parties d'alcohol bouillant.

L'argent étant séparé à l'état réduit de la dissolution de son nitrate, à l'aide du mercure, forme une végétation cristalline qu'on a nommée *arbre de Diane*.

La *pierre infernale* ou le caustique lunaire est le nitrate d'argent fondu et privé d'une portion de son acide, dont

la présence gênait sa fusion, ou qu'à la température de sa fusion complète il ne pouvait retenir; on le coule. Elle est sous la forme de cylindres gris-de-fer; cette couleur est due à la portion d'oxide qui est rendue libre d'acide.

Usages. — On emploie le nitrate d'argent contre certaines maladies nerveuses, telles que la danse de Saint-Guy, l'épilepsie, etc. Il sert de réactif pour la découverte de l'acide hydro-chlorique libre ou engagé, avec lequel son oxide produit un précipité blanc de chlorure insoluble. Il colore en noir la fibre animale, la peau, les cheveux, etc. C'est un excellent caustique.

Empoisonnement. — Si la dissolution est concentrée, on a recours aux réactifs qui ont de l'action sur les nitrates et les sels d'argent; si elle est étendue, on emploie l'acide hydro-chlorique pour

obtenir un chlorure d'argent, qu'on traitera ensuite par la potasse à une chaleur de réduction; on obtiendra un chlorure de potasse et de l'argent métallique. On traitera ces deux corps par l'eau distillée, qui dissoudra le premier sans agir sur le second, qu'on recevra sur le filtre.

Si le nitrate d'argent se trouvait mêlé à des substances qui ne le décomposent point ou qu'en partie, si ces mêmes substances faisaient échouer les réactifs, on saturerait la dissolution d'un hydro-chlorate; on obtiendrait un chlorure d'argent qu'on traiterait comme il est dit ci-dessus.

Si le nitrate d'argent se trouvait mêlé aux substances qui le décomposent complètement, telles que l'albumine, le lait, le bouillon, la bile, les liquides vomis, on le chercherait alors dans les matières solides, qu'on échaufferait et qu'on cal-

cinerait avec de la potasse, pour en séparer l'argent à l'état métallique.

Préparation. — On fait chauffer de l'argent avec de l'acide nitrique modérément étendu d'eau. On rapproche par l'évaporation et on fait cristalliser : le nitrate d'argent ne contient point d'eau.

Usages. — Le nitrate d'argent sert à marquer le linge. Dissous dans l'éther on l'emploie pour noircir les cheveux.

L'oxide d'argent, nouvellement précipité par l'eau de chaux, étant mis en digestion avec de l'ammoniaque liquide, ou enlevé par le même alcali à l'un de ses sels solubles, se convertit en une poudre grise qui détone violemment par la pression comme par l'échauffement. On nomme cette poudre *argent fulminant*. C'est du bi-sous-ammoniure de protoxide d'argent.

MÉTAUX DE LA SIXIÈME CLASSE.

Ces métaux sont : 1° l'or, 2° le platine, 3° le palladium, 4° le rhodium, 5° l'iridium.

L'oxigène n'est absorbé par eux à aucune température.

L'eau n'est décomposée à aucune température également.

Les acides sulfurique et nitrique sont sans action sur eux, excepté sur le troisième.

L'eau régale les dissout tous hors le dernier.

Les deux derniers de ces métaux étant peu importans, nous ne parlerons que des trois autres.

De l'or.

Historique. — On le trouve à l'état natif et aussi combiné avec d'autres

métaux, qui sont le cuivre, l'argent, le plomb, le tellure, etc.

Propriétés. — C'est un métal d'une couleur jaune très-brillante, extrêmement ductile et malléable; il fond à 30° du pyromètre de Wedgwood; sa pesanteur spécifique est 19,257.

En feuilles très-minces il est transparent et paraît vert; réduit en poudre il est brun. On l'obtient pur, et cristallisé sous la forme de feuilles très-larges de capillaire, en réduisant à froid son oxide par l'acide oxalique : de l'acide carbonique est formé. On décompose l'hydrochlorate d'or par l'acide oxalique ou un oxalate soluble. L'eau régale, qui est le dissolvant de l'or, est, pour cet usage, préparée avec une partie et demie d'acide hydro-chlorique et une partie d'acide nitrique. Il se forme du chlore et de l'acide nitreux, qui restent unis;

l'or s'empare de l'oxigène de l'eau pour former l'oxide et le chlore avec l'hydrogène du même liquide, se régénère en acide hydro-chlorique; d'où un hydrochlorate d'or.

L'acide nitreux se partage en gaz nitreux et en acide nitrique.

Oxides d'or.

Protoxide. — Il est sous la forme d'une poudre vert-foncé. On l'obtient en décomposant le proto-chlorure par de la liqueur de potasse caustique; c'est un anti-vénérien.

Tritoxide. — Il est brun noirâtre; on l'obtient en décomposant le trito-hydrochlorate d'or par un excès de magnésie caustique, et en traitant le précipité obtenu par de l'acide nitrique, qui enlève la magnésie et laisse le tritoxide d'or pur. Il forme avec les alcalis des

sels dans lesquels il est engagé comme acide. On ne connaît point de deutoxide d'or à l'état incombiné.

Les acides hypo-nitrique et nitreux réduisent les oxides d'or en métal.

Proto-chlorure d'or. — Il est insoluble dans l'eau et de couleur paille-pâle. Le calorique et la lumière avec l'intervention de l'eau le partagent en trito-hydrochlorate et métal réduit. On l'obtient en évaporant ce dernier à siccité et en échauffant modérément jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore. On ne connaît pas plus de deuto-chlorure ou de deuto-hydro-chlorate d'or, que du deutoxide de ce métal.

Sels d'or.

On ne connaît bien que le *trito-hydro-chlorate d'or*. Ses cristaux ont une couleur jaune brillante, une saveur

styptique très-désagréable. Le sel est déliquescent et largement soluble dans l'eau. Il colore en pourpre les substances organiques.

Usages. — C'est un anti-vénérien.

Empoisonnement. — Il a les propriétés des hydro-chlorates et celles des sels d'or.

1° Les alcalis fixes en petite quantité le précipitent en jaune (sous-hydro-chlorate d'or insoluble); s'ils sont en grande quantité, ils le précipitent en brun (tritoxide d'or).

2° Les hydro-sulfates donnent un précipité couleur chocolat (trito-sulfure hydrogéné et hydraté de sous-oxide d'or), qui au feu se résout en eau, en soufre et en métal.

3° L'ammoniaque et les sels ammoniacaux le précipitent en jaune foncé; le précipité est *l'or fulminant.* Il détone

avec émission de lumière, lorsqu'on le comprime ou qu'on l'échauffe : l'hydrogène de l'ammoniaque forme de l'eau avec l'oxigène du tritoxide d'or : l'azote et le métal deviennent libres. L'oxide d'or enlève également l'ammoniaque aux acides et se précipite avec elle : les deux se combinent en outre directement. Un autre composé du même genre se forme lorsque du proto-chlorure d'or est mis à bouillir avec de l'ammoniaque liquide. Il est d'un *jaune brunâtre* et détone beaucoup plus violemment que le précédent. On se sert de ces composés pour la dorure sur porcelaine.

4° Le proto-sulfate de fer les précipite en brun rougeâtre (or réduit et très-divisé); une pellicule d'or métallique surnage la liqueur.

5° La teinture de noix de galle les précipite également en une poudre rouge-brun d'or réduit.

6° Le proto-hydro-chlorate d'étain concentré, versé dans cette dissolution également concentrée, fait naître un précipité *brun*. Si les deux sels sont en dissolution étendue il se forme un précipité *pourpre*, composé dc protoxide d'or et de deutoxide d'étain : ce précipité, appelé *pourpre de Cassius*, a une couleur pourpre d'autant plus pâle qu'on emploie plus de sel d'or, et d'autant plus foncée qu'on emploie plus de sel d'étain. Son application sur la porcelaine donne un rouge très-beau.

7° Ses cristaux sont solubles dans l'éther.

Préparation. — On met l'or en lames minces dans de l'eau régale et on concentre pour faire cristalliser. L'or est également soluble dans le chlore gazeux. Le produit est un tri-chlorure brun qui, dissous dans l'eau, se transforme

en hydro-chlorate d'un jaune brillant lorsqu'il est à l'état liquide.

Hydro-chlorate d'or et de potasse ou de soude.

Ce sont des sels cristallisés, d'une couleur jaune ou orangée. Ils consistent en tritoxide d'or, potasse ou soude, acide hydro-chlorique et eau. On les prépare en sur-saturant de potasse ou de soude caustiques l'hémi-sur-hydro-chlorate d'or. Si la température de l'air est basse la cristallisation se fait sur-le-champ ; le premier effleurit légèrement à l'air. Tous deux contiennent de l'eau.

Usage. — Ces sels doubles sont prônés comme de puissans anti-syphilitiques.

L'or décompose pour s'en oxider et s'y dissoudre l'acide sélénique en acide sélénieux : du proto-séléniate est produit. Les dissolutions du tritoxide d'or

dans les acides sulfurique et nitrique laissent échapper l'oxide lorsqu'on les dilue d'eau.

Du platine.

Historique. — Il se trouve dans la nature, vierge et en gros morceaux, combiné avec d'autres métaux et en grains isolés de platine unis à l'osmium et à l'iridium. On le rencontre sous les zones chaudes, au Pérou, au Brésil et dans la Russie méridionale. Scheffer le reconnut en 1754, comme métal particulier.

Propriétés. — Il est brillant, d'une couleur semblable à celle de l'argent, un peu tirant sur le bleu, très-ductile et très-malléable; pesanteur spécifique 21,7; l'air et l'oxigène sont sans action sur lui. Il est très-difficilement fusible; à l'état réduit et sous forme de lames minces et tranchantes ou de pointes très-aiguës, et tel qu'on l'obtient en

décomposant au feu rouge le chlorure ammoniacal de platine, il forme avec l'hydrogène, dans le courant duquel et de l'air atmosphérique on le place, un pyrophore dont le métal rougit et dont l'hydrogène brûle par l'oxigène sous-condensé de l'air : la combustion est obscure ou lumineuse ; dans le premier cas le métal s'échauffe, mais ne rougit pas. Dans le principe la combustion est toujours obscure ; elle l'est jusqu'à la fin dans un mélange de gaz qu'on a raréfié.

Usages. — La grande infusibilité du platine et son inattaquabilité par la presque totalité des agens chimiques font qu'il est d'un emploi précieux pour un grand nombre d'opérations de chimie, et l'intensité de son éclat, jointe à sa densité si considérable, le rendent propre à la confection de miroirs de télescope.

Oxides de platine.

Protoxide. — Il est *noir* à l'état d'hydrate, *vert sale* lorsqu'il est privé d'eau. On l'obtient en décomposant par la potasse caustique le proto-chlorure de platine dissous dans l'acide hydro-chlorique, et en chauffant le précipité pour chasser l'eau.

Deutoxide. — A l'état d'hydrate il est couleur de *rouille*; il est d'un *brun noirâtre* à l'état sec. Il résulte de la décomposition partielle du deuto-nitrate de platine par la potasse ou par l'ammoniaque caustiques. On échauffe pour expulser l'eau. Le platine a aussi un sous-protoxide, dit cendre de platine, qui se forme lorsqu'on échauffe jusqu'à l'ébullition le sulfate de deutoxide de platine dans l'alcohol. Il se présente sous la forme d'une poudre noire, qui, au contact des gaz ammoniaque ou hydrogène,

se réduit sans émission de lumière. Il détermine la conversion rapide de l'alcohol en vinaigre au contact de l'air. Les oxides de platine sont tous réductibles au feu rouge.

Proto-chlorure de platine. — Il est sous forme d'une poudre vert-grisâtre, insoluble dans l'eau et qui n'est pas même mouillé par ce liquide; il est soluble à chaud dans l'acide hydro-chlorique, et forme une dissolution rouge. On l'obtient en traitant à la chaleur de l'étain fondant le deuto-chlorure de platine: la moitié du chlore est expulsée par la chaleur.

Sels de platine.

On ne connaît très-bien que le deuto-hydro-chlorate de platine; il est le produit de la dissolution du platine dans l'eau régale; il est sous forme d'une

masse cristalline, *rouge* étant humide, et *brune noirâtre*, étant sèche ; cette masse est soluble dans l'eau et dans l'alcohol ; sa dissolution dans ce dernier précipite la potasse et les sels de potasse en un sel double *jaune rougeâtre* insoluble dans l'alcohol. C'est donc un réactif pour la potasse libre ou engagée en sel.

1° La potasse et l'ammoniaque et les sels de ces alcalis le précipitent en *jaune rougeâtre ;* pas la soude ni les sels de soude.

2° La noix de galle le précipite en *vert foncé.*

3° Les hydro-sulfates solubles, en *noir* (deuto-hydro-sulfate) ; le précipité après s'être oxidé à l'air, partage le deutoxide de carbone en acide carbonique et en carbone réduit. L'acide nitrique le convertit en deuto-sulfate lequel, étant décomposé par le nitrate de baryte,

donne naissance à du deuto-nitrate de platine.

4° Le sel triple de Prusse ne le précipite pas.

4° L'hydro-chlorate de zinc le précipite en brun rouge.

6° Au feu rouge il se décompose complètement : du chlore se dégage et il reste du platine réduit.

Le protoxide de platine se dissout dans les acides nitrique et acétique ; le deutoxide dans les acides hydro-chlorique et nitrique, et aussi dans la potasse caustique.

Le deuto-hydro-chlorate de platine précipité par l'ammoniaque ou par l'hydro-chlorate d'ammoniaque forme, dans le premier cas, un hydro-chlorate d'ammoniaque combiné avec de l'ammoniure de platine ; dans le second cas, c'est le même hydro-chlorate d'ammoniaque uni à du deuto-chlorure de pla-

tine; au feu, ces sels se résolvent en platine réduit; c'est l'éponge de platine. Les deux, étant traités par de la potasse caustique liquide, se transforment en *platine fulminant*.

Du palladium.

Historique. — Il fut découvert par Wollaston dans la mine brute de platine. On le trouve aussi dans une mine du Brésil et dans une du Hartz.

Propriétés. — Il est d'un blanc d'argent et, quand il est poli, il a l'éclat du platine. Sa cassure est fibreuse, sa dureté surpasse celle du fer; il est malléable et ductile. On l'obtient en décomposant par l'hydro - cyanate de mercure la dissolution du platine brut dans l'eau régale : il se précipite une poudre jaunâtre, qui est de l'hydrocyanate de palladium; ce précipité, étant décomposé à un feu rouge, four-

nit le métal à l'état squammeux : cette sorte d'éponge de palladium rougit, à l'instar du platine spongieux, dans le courant d'hydrogène se mêlant en route avec de l'air atmosphérique. L'effet est plus lentement produit qu'avec le platine.

Oxide de palladium. — Le palladium n'a qu'un seul oxide. Il est noir. On l'obtient en décomposant un sel de palladium par la potasse caustique et en chassant l'eau par le feu; également, en décomposant au feu son nitrate; l'oxide hydraté est rouge-jaunâtre.

Sels de palladium.

On connait un sulfate, un nitrate, un hydro-chlorate et un hydro-cyanate de palladium. Les trois premiers de ces sels sont d'un rouge foncé : le dernier est d'un blanc jaunâtre; celui-ci ne cristallise qu'en union avec l'hydro-cyanate de potasse et alors ses cristaux

sont incolores. La cristallisation des trois autres est plus ou moins confuse. L'hydro-chlorate uni au même sel de l'un des trois alcalis, potasse, soude ou ammoniaque, donne des sels plus distinctement cristallisés et dont la couleur est le brun rougeâtre. On obtient le sulfate et le nitrate en traitant à chaud le métal avec les acides respectifs de ces sels. L'hydro-chlorate est le produit de la dissolution du métal dans l'eau régale. Au feu il est résous en chlore et en palladium métallique. Nous venons de dire comment l'hydro-cyanate est obtenu. Les hydro-chlorates doubles résultent de la réaction entre : acide hydro-chlorique affaibli par l'égal de son poids d'eau, 5 parties, et nitrate de potasse, de soude ou d'ammoniaque 1 partie. Le proto-sulfate de fer décompose ces sels et en précipite du métal réduit.

FIN.

TABLE DES MATIÈRES.

FIN DE LA TABLE.

EXTRAIT DU CATALOGUE

DE LA LIBRAIRIE MÉDICALE ET SCIENTIFIQUE.

Traité des maladies chirurgicales et des opérations qui leur conviennent, par le baron Boyer ; 5 vol., publiés en 12 liv., grand in-8°, avec planches. Prix de chaque liv. 1 fl. 50 cents.

Nouveaux Élémens de pathologie médico-chirurgicale ou *Cours théorique et pratique de médecine et de chirurgie*, par MM. Roche et Sanson ; 4 vol. in-8°, ouvrage complet. (Bruxelles 1829). Prix 9 fl.

Traité de l'auscultation médiate et des maladies des poumons et du cœur, par Laennec. Nouvelle édition avec sept planches, et augmentée d'une Notice historique sur l'auteur. Prix de l'ouvrage complet 6 fl. ; avec un *Stéthoscope*, 7 fl. Cet instrument se vend séparément, 1 fl. 50 cents.

Histoire des phlegmasies ou Inflammations chroniques, fondée sur de nouvelles observations de clinique et d'anatomie pathologique, par M. F.-J.-V. Broussais ; quatrième édition, revue et augmentée de notes, 3 vol. in-8°, ornée du portrait de l'auteur avec un *fac simile* de sa signature. Prix 7 fl. 50 cents.

Commentaires des propositions de pathologie consignées dans l'Examen des doctrines médicales, par F.-J.-V. Broussais ; 2 vol in-8° (1829), ouvrage complet. Prix 4 fl.

Manuel de matière médicale, ou Description abrégée des médicamens, avec l'indication des caractères botaniques des plantes médicinales ; des considérations sur l'art de formuler, etc., etc ; *nouvelle édition*, revue, corrigée, augmentée, et

mise au courant des connaissances actuelles, par MM. H.-M. Edwards et F. Vavasseur : un très-fort vol. grand in-18, papier fin satiné. Prix 2 fl. 50 cents.

Formulaire magistral, Recueil de formules le plus fréquemment employées, rédigées en français et en latin, par M. Alibert; in-32. Prix 50 cents.

Élémens d'anatomie générale, par P.-A. Béclard; troisième édition, augmentée d'une Notice historique; un fort vol. in-8°, orné d'un portrait gravé. Prix 2 fl. 50 cents.

Traité des maladies vénériennes, par Lagneau; 2 vol. in-8°, publiés en 3 liv. Prix de l'ouvrage complet 3 fl. 75 cents.

Cours théorique et pratique d'accouchemens, par J. Capuron; quatrième édition; un vol. in-8°. Prix 2 : florins 50 cents.

Manuel des jeunes époux, ou Exposé complet : 1° Des précautions à prendre pour conserver la santé pendant la grossesse, les couches, l'allaitement, etc.; 2° Des règles hygiéniques à suivre pour sévrer et allaiter les enfans; extrait des ouvrages de MM. Désormeaux et Rostan. Prix 50 cents.

Instruction sur les maladies des enfans et les défauts de conformation qu'ils peuvent apporter en naissant, etc., par C.-J.-B. Comet. (Paris 1818) 1 vol. in-8°. Prix 1 fl.

Nouvelle théorie de la coqueluche, appuyée sur le traitement curatif de cette maladie (1825.) Prix 50 c.

Traité de médecine légale et d'hygiène publique, par Fodéré; 6 vol, in-8°. Prix 15 fl.

Nouvelles démonstrations d'accouchemens, par P.-J. Maygrier, 1 vol. in-4° cartonné, avec 80 planches parfaitement lithographiées. Prix 20 fl.